Manual Compacto de

Química

ENSINO MÉDIO

EXPEDIENTE

Presidente e editor	**Italo Amadio**
Diretora editorial	**Katia F. Amadio**
Editora-assistente	**Nina Schipper**
Revisão técnica	**Luiz Molina Luz**
Preparação	**Luciana Chagas**
Revisão	**Geisa Mathias Oliveira**
	Renata Sangeon
Projeto gráfico	**Breno Henrique**
Iconografia	**Luiz Fernando Botter**
Diagramação	**Typography**
Produção gráfica	**Helio Ramos**

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Scarpellini, Carminella
Manual compacto de química : ensino médio / Carminella Scarpellini, Vinícius Barbosa Andreatta. -- 1. ed. -- São Paulo : Rideel, 2011.

1. Química (Ensino médio) I. Andreatta, Vinícius Barbosa. II. Título.

11-11790 CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:
1. Química : Ensino médio 540.7

ISBN 978-85-339-1989-1

Todos os esforços foram feitos para identificar e confirmar a origem e autoria das imagens utilizadas nesta obra, bem como local, datas de nascimento e de morte de cada personalidade abordada. Os editores corrigirão e atualizarão em edições futuras informações e créditos incompletos ou involuntariamente omitidos. Solicitamos que entre em contato conosco caso algo de seu conhecimento possa complementar ou contestar informações apresentadas nesta obra.

© Copyright - Todos os direitos reservados à

EDITORA RIDEEL

EDITORA AFILIADA

Av. Casa Verde, 455 – Casa Verde
CEP 02519-000 – São Paulo – SP
e-mail: sac@rideel.com.br
www.editorarideel.com.br

Proibida qualquer reprodução, seja mecânica ou eletrônica, total ou parcial, sem prévia permissão por escrito do editor.

1 3 5 7 9 8 6 4 2
0 4 1 2

SUMÁRIO

Capítulo 1
Introdução à Química 13
Química, transformação e evolução 13
O que é Ciência? 14
Teste seu saber 20

Capítulo 2
Propriedades da matéria 23
Propriedades físicas intensivas e extensivas 23
Propriedades gerais e específicas 23
Propriedades organolépticas, químicas e físicas 23
Pureza e não pureza 24
Misturas e substâncias. Sistemas homogêneos e heterogêneos 27
Substâncias elementares e compostas 29
Sistemas homogêneos: mistura ou substância pura? 30
Densidade 31
Teste seu saber 33

Capítulo 3
Separação de misturas. Fenômenos físicos 37
Separação de misturas – Análise imediata 39
Sistemas heterogêneos 39
Sistemas homogêneos 45
Teste seu saber 47

Capítulo 4
Estrutura atômica 50
Modelo atômico de Dalton 51
Modelo nuclear 52
Íons 55
Semelhanças atômicas 55
Organização da eletrosfera de um átomo 56
Spin eletrônico 58
Números quânticos 59
Pauli e o princípio da exclusão 61

Regra de Hund: princípio da máxima multiplicidade 61
Teste seu saber 69

Capítulo 5
A estrutura eletrônica e a tabela periódica 71
Organização da tabela periódica 74
Elementos representativos e de transição 77
Metais, semimetais e ametais 77
Propriedades periódicas 79
Periodicidade das propriedades físicas dos elementos 83
Teste seu saber 83

Capítulo 6
Ligações químicas 90
Ligação iônica 91
Ligação covalente 92
Corrigindo o modelo iônico: polarizabilidade 95
Corrigindo o modelo covalente 96
Teste seu saber 97

Capítulo 7
Compostos covalentes – Geometria e polaridade das moléculas 101
Geometria molecular: modelo VSEPR 101
Polaridade das ligações 104
Polaridade das moléculas 104
Polaridade e solubilidade 105
Interações intermoleculares 105
Forças intermoleculares e ponto de ebulição 107
Teste seu saber 110

Capítulo 8
Funções inorgânicas – Ácidos e bases 115
Condutividade elétrica em solução aquosa. Dissociação e ionização 115
Ácidos 116
Bases 124
Teste seu saber 129

Capítulo 9
Funções inorgânicas – Sais e óxidos..... 135
Sais 135
Óxidos 141
Teste seu saber 145

Capítulo 10
Transformações químicas 151
Reações químicas 152
Considerações adicionais 157
Teste seu saber 159

Capítulo 11
Granzdezas Químicas..... 163
Unidade de massa atômica (u) 163
Massa atômica (MA) 164
Massa molecular (MM)..... 165
Constante de Avogadro 165
Mol 166
Massa molar (M) 167
Fórmula centesimal 167
Fórmula mínima..... 168
Fórmula molecular..... 169
Teste seu saber 169

Capítulo 12
Transformações gasosas..... 174
Teoria cinética dos gases..... 176
Alteração da pressão de um gás 177
Condições Normais de Temperatura e Pressão 179
Tipos de transformação gasosa..... 179
Equação geral dos gases 182
Volume molar 184
Equação de Clapeyron 184
Pressão parcial – Lei de Dalton – Misturas gasosas..... 185
Volume parcial – Lei de Amagat..... 187
Densidade absoluta dos gases..... 187
Densidade relativa dos gases..... 188
Difusão e efusão de gases 188
Teste seu saber 190

Capítulo 13
Leis das reações 198
Leis ponderais 198
Leis volumétricas 200
Teste seu saber 201

Capítulo 14
Aspectos quantitativos das reações químicas – Relações estequiométricas 205
Relações massa-massa 205
Relações massa-volume 206
Relações entre volumes 206
Relações massa-quantidade de matéria 207
Reagente em excesso 208
Teste seu saber 209

Capítulo 15
Dispersões e soluções 214
Dispersões 214
Soluções 217
Teste seu saber 226

Capítulo 16
Propriedades coligativas 236
Pressão máxima de vapor de um líquido 236
Diagrama de fases de uma substância 238
Tonoscopia 239
Ebulioscopia 240
Crioscopia 241
Osmoscopia 242
Lei de Raoult para soluções iônicas 243
Teste seu saber 244

Capítulo 17
Termoquímica 250
Energia de ligação 250
Entalpia e variação de entalpia 251
Reações exotérmicas 252
Reações endotérmicas 253
Equação termoquímica 254

Lei de Hess 254
Teste seu saber 256

Capítulo 18
Eletroquímica 264
Oxidação e redução – Número de oxidação 264
Pilhas 267
Eletrólise 274
Teste seu saber 279

Capítulo 19
Cinética química 283
Velocidade de uma reação 283
Teoria das colisões 285
Energia de ativação e complexo ativado 286
Energia de ativação e velocidade de reação 287
Teste seu saber 291

Capítulo 20
Equilíbrio químico 297
Equilíbrio iônico 302
pH e pOH 304
Indicadores 306
Hidrólise salina 307
Teste seu saber 309

Capítulo 21
Radioatividade 320
Emissões radioativas e suas características 320
Efeitos biológicos da radiação ionizante 322
Leis da radioatividade 323
Séries radioativas e transmutações 324
Outras partículas subatômicas 325
Cinética das emissões radioativas – Tempo de meia-vida 326
Algumas aplicações da radioatividade 328
Teste seu saber 336

Capítulo 22
Fundamentos da Química Orgânica 347
Classificação dos átomos de carbono 348
Cadeias carbônicas – Conceito e classificações 348
Teste seu saber 352

Capítulo 23
Hidrocarbonetos 354
Hidrocarbonetos saturados 354
Hidrocarbonetos insaturados 356
Hidrocarbonetos aromáticos (ou arenos) 360
Teste seu saber 362

Capítulo 24
Classes funcionais – Compostos orgânicos oxigenados e nitrogenados 367
Alcoóis 367
Fenóis 368
Éteres 369
Aldeídos 370
Cetonas 371
Ácidos carboxílicos 371
Ésteres 373
Sais orgânicos 373
Aminas 374
Amidas 375
Algumas das funções orgânicas mais comuns 376
Teste seu saber 379

Capítulo 25
Algumas propriedades dos compostos orgânicos 385
Solubilidade 385
Pontos de fusão e ebulição 386
Isomeria 386
Teste seu saber 392

Capítulo 26
Reações orgânicas 401
Reações de substituição 402
Reações de adição 407
Reações de oxidorredução 414
Outras reações 416
Teste seu saber 420

Capítulo 27
Polímeros 427
Homopolímero e copolímero 427
Termoplásticos, termofixos e elastômeros 427
Polímeros de adição e de condensação 428
Teste seu saber 431

Respostas das atividades 435
Bibliografia 448

1 Introdução à Química

Química, transformação e evolução

Como forma de perceber a extensão do que se quer delinear sobre a importância da Química, podemos fazer um exercício de imaginação. Voltemos ao passado, em um momento qualquer antes de o *Homo sapiens* dominar o fogo. Tomemos essa ocasião como elemento de partida e imaginemos que, por algum processo, seja possível criar uma condição tal que não existam mais fenômenos físicos e químicos. O que teríamos a partir de então?

Observando o mundo que nos cerca e as decisões que tomamos dia a dia, o que vemos são, a todo momento, transformações, melhorias nas qualidades dos materiais, desenvolvimento de novas tecnologias, desenvolvimento de novos compostos etc.

O mundo evolui continuamente, e, para se ter evolução, é necessário transformação. Não se consegue produzir algo a partir do nada.

Se há o desejo de produzir algo, seja um perfume, um medicamento ou um alimento, por exemplo, é necessário extrair da natureza uma matéria-prima e, a partir dela, promover transformações sucessivas até se obter o produto pretendido. Em casos mais simples, a matéria-prima pode ser extraída da natureza e, quase diretamente, aproveitada, recebendo um uso, uma aplicação. Como exemplo, é possível simplesmente pensar em aproveitar algumas pedras e empilhá-las a fim de construir um muro. Isso pode parecer algo muito elementar, mas mesmo um evento desses implica transformação.

Podemos dizer que a Química opera em dois níveis. O primeiro nível, macroscópico, trata das propriedades dos objetos relativamente grandes, visíveis e palpáveis, em que podemos nos valer, por exemplo, dos sentidos para a percepção das transformações. No outro nível, profundo e microscópico, são interpretados os fenômenos em função de rearranjos atômicos.

Para que se possa questionar um evento, estabelecer relações de causa e efeito e interpretar corretamente os fatos, é necessário racionalidade, atributo exclusivo do ser humano. Nesse sentido, podemos dizer que a Química é uma **ciência** e, como tal, opera segundo uma metodologia de trabalho, denominada **método científico**.

Química é a ciência que trata dos mais diversos tipos de materiais e de todo um amplo número de transformações a que esses materiais podem estar sujeitos.

O que é ciência?

A palavra *ciência* vem do latim "scientia", que significa conhecimento. É muita ingenuidade achar que a ciência é um evento que se desenvolve linearmente com o tempo, embora muitas vezes as literaturas pequem nesse sentido.

A ciência investiga ideias percorrendo caminhos tortuosos, repletos de idas e vindas, nem sempre bem definidos, chamados método científico. O método científico pode ter muitas formas. Uma abordagem típica é comumente apresentada como um conjunto de etapas a serem seguidas. A partir de um problema pode-se, primeiramente, fazer **observações**, realizar medições, coletar **dados** e identificar algum tipo de padrão de comportamento. Uma vez que os padrões são identificados, eles podem ser formalmente

colocados como **leis**. Os cientistas desenvolvem **hipóteses** — possíveis explicações das observações — em função de conceitos mais básicos.

Uma vez que uma hipótese tenha sido formulada, ela deve ser testada. Surgem, então, os **experimentos.** Se os resultados dos experimentos estão de acordo com a hipótese, pode haver a elaboração de uma **teoria** — uma explicação formal da lei.

Uma teoria é comumente interpretada em termos de um **modelo**, uma versão simplificada do objeto estudado. Da mesma forma que as hipóteses, as teorias (bem como os modelos) devem ser submetidas à experimentação e revisadas se os resultados experimentais não se mostram coerentes.

Do que foi exposto, podemos concluir que a ciência é fruto da criação humana. É, sobretudo, ação. É algo que o ser humano faz quando possui um problema/objeto de estudo e o trata segundo uma metodologia.

Saiba

O Prêmio Nobel

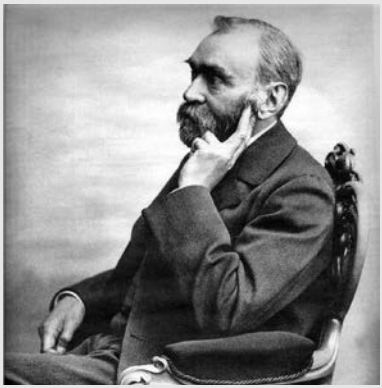
Alfred Bernhard Nobel, químico sueco, inventor da dinamite (mistura de TNT com um tipo de argila), deixou uma fortuna de US$ 6 milhões, cujos juros anuais são até hoje divididos entre aqueles que se destacam e prestam bons serviços à comunidade. Trata-se do famoso Prêmio Nobel, criado em 1901. O ganhador recebe medalha, diploma e US$ 950 mil.

São premiados os melhores trabalhos nas áreas de Física, Química, Psicologia ou Medicina, e Literatura. O Prêmio Nobel da Paz é entregue a quem tiver realizado o melhor trabalho em favor da fraternidade mundial, redução de exércitos ou conferências em prol da união internacional.

O Prêmio Nobel de Economia começou a ser entregue em 1969 e, embora não seja organizado pela Fundação Nobel, segue critérios semelhantes aos demais prêmios desse tipo.

Conta a história que Nobel, após ter assistido ao mau uso de seu invento, arrependeu-se, criou a premiação e atentou contra a própria vida.

Bem se vê que os efeitos malévolos não são inerentes à Química ou à ciência de um modo geral. Estão eles relacionados ao ser humano, mais exatamente à falta de bom senso e ao egoísmo de um indivíduo ou grupo de indivíduos.



The Royal Library, Gösta Florman

Alfred Nobel (1833-1896).

Todo o Universo, tal como o conhecemos, tem dois alicerces básicos. Um deles é denominado *matéria*.

Classicamente, o conceito de *matéria* está relacionado a duas propriedades: massa e volume. Tudo aquilo que possui massa e volume é classificado como matéria. A *não matéria*, o segundo alicerce do Universo, implica algo que não possua massa nem volume: a *energia*. Adiante veremos que energia é, na verdade, outra propriedade da matéria.

Matéria é tudo aquilo que ocupa lugar no espaço e tem massa.

Uma porção limitada da matéria define um *corpo*. Toda matéria é constituída por substâncias, e estas são formadas por moléculas que, por sua vez, são constituídas de átomos.

Matéria ➡ **Corpo** ➡ **Substâncias** ➡ **Moléculas** ➡ **Átomos**

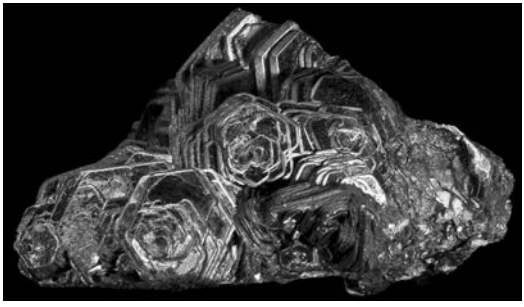
A matéria é encontrada em vários estados físicos, sendo os mais comuns: sólido, líquido e gasoso.

Saiba

Estado gasoso: gás ou vapor?

A diferença entre os termos gás e vapor está relacionada ao fato de que um gás sofrerá liquefação somente se ocorrer diminuição da temperatura, variando-se ou não a pressão. Já o vapor pode se transformar em líquido apenas por elevação da pressão.

Sólido: tem forma e volume fixos, apresenta pouco espaço intermolecular, e as forças de interação entre as espécies (moléculas, átomos ou íons) são relativamente intensas.



Didier Descouens/Creative Commons

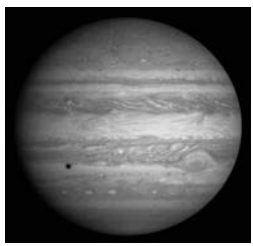
Hematita: minério de ferro.

Líquido: a interação entre as espécies (moléculas, átomos ou íons) é menos intensa, tem volume constante e possui superfície sempre definida. Ao contrário do que o senso comum indica, o líquido também possui forma própria — esférica, conforme se comprovou em viagens espaciais —, mas, em grande quantidade, um corpo líquido sofre o efeito da ação gravitacional, tomando a forma do recipiente em que está contido. Uma gota de água ou de mercúrio, por exemplo, colocada sobre a superfície plana de um prato, adquire forma aproximadamente esférica. Ao se adicionar mais e mais gotas, o líquido toma a forma do recipiente.

Block23/Shutterstock

Água: componente vital do planeta.

Gasoso: apresenta pouca interação entre as espécies (moléculas, átomos, íons), possui a forma e o volume do recipiente em que está contido.



NASA

Júpiter: planeta gasoso (não composto primariamente de matéria sólida), tal como Saturno, Urano e Netuno.

Mudanças de estado físico

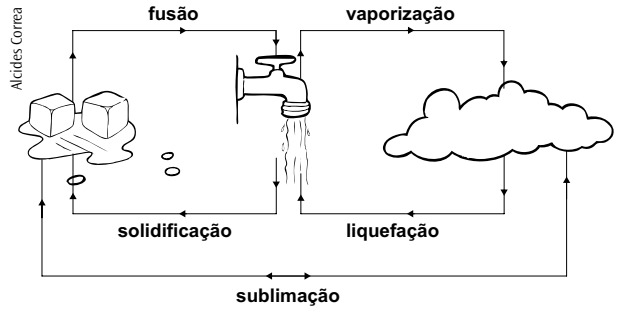
Os materiais podem sofrer mudanças de estado físico, dependendo do comportamento da temperatura e da pressão a que estão sujeitos. Denomina-se *fusão* a passagem de um material do estado sólido para o estado líquido. O processo inverso, do estado líquido para o estado sólido, chama-se *solidificação*.

A transformação de um material do estado líquido para o estado gasoso é denominada *vaporização*, e o processo inverso, de gasoso para líquido, é chamado de *condensação* ou *liquefação*.

A passagem do estado sólido para o estado gasoso sem que haja formação de líquido é denominada *sublimação*. O processo inverso recebe o mesmo nome, embora algumas literaturas apresentem outras nomenclaturas, como, por exemplo, ressublimação.

As mudanças que envolvem os estados líquido e gasoso merecem algumas considerações adicionais.

No que diz respeito à transformação do estado gasoso para o estado líquido, temos *condensação* e *liquefação*. A diferença está no fato de o material apresentar-se inicialmente como vapor ou como gás de fato. Um gás sofre liquefação. Vapor sofre condensação.



Mudanças dos estados físicos da água.

A vaporização pode ser feita por três vias: *evaporação*, *ebulição* e *calefação*. A evaporação é caracteristicamente um processo lento, que ocorre à temperatura ambiente; em geral não é turbulenta e não forma bolhas. A ebulição, mais rápida em relação à evaporação, ocorre a uma temperatura específica para cada tipo de material; é um processo turbulento e formador de bolhas. O terceiro caso, a calefação, ocorre quando um líquido é lançado contra uma superfície significativamente mais quente: antes mesmo de atingir a superfície, parte do líquido, mais exatamente parte de suas gotas, sofre vaporização.

Teste seu saber

1. Leia o texto a seguir e responda o que se pede.

"ELES USARAM MÉTODO CIENTÍFICO?"

Há muitos anos, uma tribo vivia no Colorado (EUA) e tinha sua economia baseada na caça de uma espécie de veado. Uma vez que esses animais são migratórios, os índios eram também nômades. Eles seguiam as migrações dos veados para o alto das montanhas e para os vales do Colorado. Eles preferiam preparar a carne da caça, fervendo toda a carcaça num grande tacho. Uma vez que aquele tipo de veado era muito abundante naquela época, os índios estavam "bem de vida", mas tinham um problema: quando a carne era cozida nos vales, o processo tomava pouco tempo, e a carne ficava macia; mas, quando os animais eram abatidos e cozidos nas montanhas, a carne ficava rija, e o cozimento levava várias horas.

Um dia, enquanto esperava que a carne cozinhasse no alto de uma montanha, um grupo de guerreiros começou a pensar nesse estranho fenômeno.

Um dos bravos anunciou que tinha tido uma ideia: "Acho que são os maus espíritos que fazem a carne ficar dura. Todos sabem que há mais maus espíritos nas montanhas que nas planícies". (Eles "sabiam" disso porque aconteciam mais acidentes nas montanhas;

coisas tais como braços e pernas quebrados).“Se são os maus espíritos que fazem a carne ficar dura, então vamos colocar uma tampa sobre o tacho. Isto afastará os maus espíritos e fará a carne ficar macia”. Isso fazia sentido, e os índios tentaram. A carne cozinhou mais depressa e ficou mais macia, mas ainda não estava igual à carne preparada nos vales. Outro guerreiro teve uma nova ideia: “Sabemos que os maus espíritos são muito delgados. Eu acho que eles estão se esgueirando pelas frestas entre a tampa e o tacho para endurecer a carne; então, se nós vedarmos as frestas com barro, eles não poderão entrar, e a carne ficará macia”. Tentou-se o novo método, e a carne ficou ainda mais macia que aquela cozida nos vales. (Texto extraído do material da FUNBEC.)

Os índios usaram método científico para resolver o problema? Justifique.

2. Observe a sequência abaixo e indique os fenômenos apresentados.

Júlio Dian

a) Solidificação e fusão.
b) Fusão e liquefação.
c) Fusão e evaporação.
d) Sublimação e condensação.
e) Ebulição e evaporação.

3. “Nossos ancestrais ansiavam compreender o mundo, mas não conseguiram encontrar um método. Imaginaram um universo pequeno, fantástico e arrumado, no qual as forças dominantes eram deuses como Anu Ea e Shamash. Nesse universo, os seres humanos desempenharam um papel importante, senão central. Estamos intimamente entrosados com o resto da natureza. [...] Hoje em dia descobrimos um

modo mais abrangente e distinto para entender o universo, um método chamado ciência; revelou-nos um universo tão antigo e tão vasto que os problemas dos seres humanos pareciam, à primeira vista, decorrentes de pequenas implicações. A nossa visão do Cosmos cresceu. Pareceu-nos, a princípio, remoto e distante. Mas a ciência descobriu não somente que o universo encerra uma grandeza implícita e estática acessível à compreensão humana, mas também que somos, em um sentido muito real e profundo, uma parte deste Cosmos, nascidos dele, nosso destino irremediavelmente ligado a ele. Os eventos humanos básicos e os mais triviais remontam ao universo e suas origens. (SAGAN, Carl. *Cosmos*. Rio de Janeiro: Francisco Alves, 1992.)

O texto menciona um método de fazer ciência. Explique no que consiste esse método.

4. **Assinale a alternativa incorreta.**

a) Quando aquecemos água até ebulir, ela sofre vaporização.

b) Quando aquecemos água pura até ebulir, na parte interna da tampa do recipiente em que se realizou a fervura a água sofre condensação.

c) Tanto a evaporação quanto a ebulição representam a passagem do estado líquido para o estado gasoso.

d) A água da roupa molhada seca por evaporação quando disposta no varal.

e) Quando aquecemos água pura até ebulir, o recipiente em que se realizou a fervura fica completamente vazio.

2 Propriedades da matéria

Propriedades correspondem a certos atributos próprios de uma substância ou de um grupo de substâncias.

Para caracterizar um corpo ou uma amostra, é necessário considerar um conjunto de propriedades da matéria. Tais propriedades podem, por exemplo, ser classificadas em extensivas ou intensivas, gerais ou específicas, físicas ou químicas.

Propriedades físicas intensivas e extensivas

As *propriedades extensivas* relacionam-se ao aspecto quantitativo da matéria, isto é, dependem da quantidade de material presente. Como exemplos, temos a massa e o volume.

Propriedades intensivas são aquelas que não dependem da quantidade de substância. Quando se diz que a água congela a 0 °C, por exemplo, não importa a massa da amostra, seja ela um copo ou uma panela de água. Exemplos: cor, odor, sabor, densidade, maleabilidade, ductibilidade, ponto de fusão, ponto de ebulição, etc.

Propriedades gerais e específicas

As *propriedades gerais* representam um conjunto de parâmetros inerentes a qualquer tipo de matéria. Para exemplificar, podemos citar: massa, volume, inércia, impenetrabilidade, porosidade, divisibilidade, compressibilidade.

Propriedades específicas são aquelas capazes de caracterizar a natureza de um corpo ou de uma amostra. Podem ser: organolépticas, químicas ou físicas.

Propriedades organolépticas, químicas e físicas

Propriedades organolépticas são capazes de impressionar nossos sentidos: cor, sabor, odor e brilho.

Uma *propriedade química* está relacionada à capacidade de um material transformar-se em outro. Um exemplo típico é a capacidade do gás hidrogênio interagir com o gás oxigênio, havendo consequente produção de água.

Propriedades físicas são características mensuráveis ou observáveis de uma amostra sem que isto interfira na composição desta. Como exemplos, podemos citar: cor, estado da matéria, ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, solubilidade, ductilidade, maleabilidade, viscosidade, condutividade elétrica, dureza etc.

Impenetrabilidade: dois corpos não podem ocupar, ao mesmo tempo, o mesmo lugar no espaço.

Compressibilidade: capacidade de um corpo sofrer diminuição de volume ao aplicarmos sobre ele uma determinada força.

Dureza: resistência ao risco.

Ductilidade: capacidade de um material ser transformado em fios.

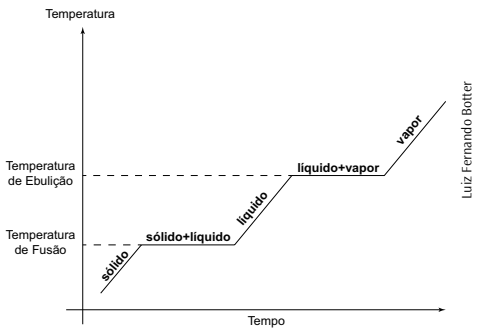
Maleabilidade: capacidade que algumas substâncias têm de se transformarem em lâminas.

Pureza e não pureza

Toda matéria pode se apresentar de forma *pura* ou *não pura*. Um corpo ou amostra que não se apresente puro se resume em uma porção de matéria "impregnada de algo mais". Sendo assim, esse corpo possui mais de um componente. É o que denominamos *mistura*. Algo que seja verdadeira e quimicamente puro recebe o nome de *substância*.

Substância pura: formada por um único tipo de componente. As substâncias puras não podem ser separadas em duas ou mais substâncias diferentes por técnicas físicas, como por exemplo, aquecimento. Outra característica dessas substâncias é apresentar um conjunto único e exclusivo de propriedades pelo qual podem ser reconhecidas. Todas as espécies

químicas constituintes do sistema em estudo (sejam elas átomos ou moléculas) são idênticas entre si. Como consequência, necessariamente, uma substância pura deve apresentar ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE) definidos, isto é, as transformações, bem como as demais mudanças de estado físico, devem ocorrer à temperatura constante. Substância é uma forma "singela" e pura da matéria.

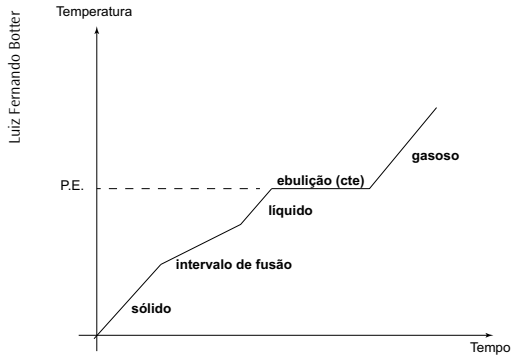


Transformações físicas da água.

Mistura: formada por dois ou mais componentes de modo que cada um deles é uma substância. As espécies químicas constituintes do sistema são de mais de um tipo e, portanto, não há unicidade do sistema. Como consequência, a fusão e/ou ebulição ocorre(m) em um intervalo de temperatura e não sob temperatura constante. Em função disso, as misturas podem se distinguir em três tipos.

Uma mistura é denominada *azeotrópica* quando apresenta ponto de ebulição, mas a fusão ocorre em um intervalo de temperatura. É muito comum entre líquidos.

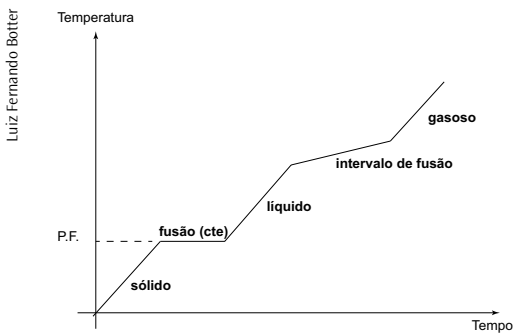
Álcool (96%)	**água (4%)**
Água pura	PE= 100ºC
Álcool puro	PE= 78,3ºC
Mistura azeotrópica	PE= 78,2ºC



Mistura azeotrópica.

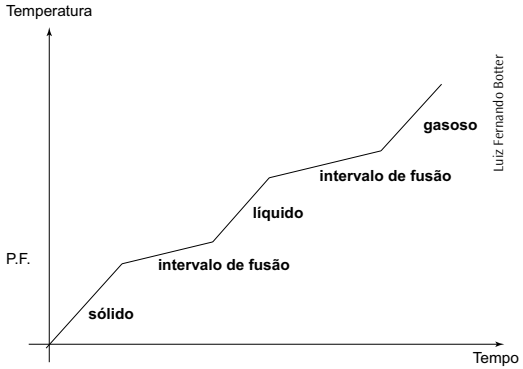
Uma mistura é denominada *eutética* quando apresenta ponto de fusão, mas a ebulição ocorre em um intervalo de temperatura. É muito comum em ligas metálicas.

Cádmio (40%)	bismuto (60%)
Cádmio puro	PF= 320ºC
Bismuto puro	PF= 280ºC
Eutético	PF= 140ºC



Mistura eutética.

Mais comumente, as misturas não apresentam ponto de fusão nem ponto de ebulição constantes.

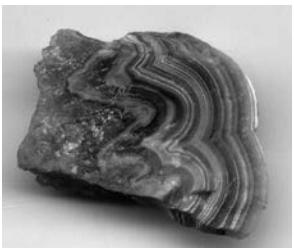


Aquecimento de uma mistura.

Misturas e substâncias. Sistemas homogêneos e heterogêneos

Uma forma significativa de se classificar as misturas é quanto ao número de *fases*. Por fase entende-se cada uma das diferentes porções homogêneas que constituem um corpo ou amostra.

Misturas heterogêneas são aquelas que possuem duas ou mais fases.



Ágata de 2,4 cm de largura.

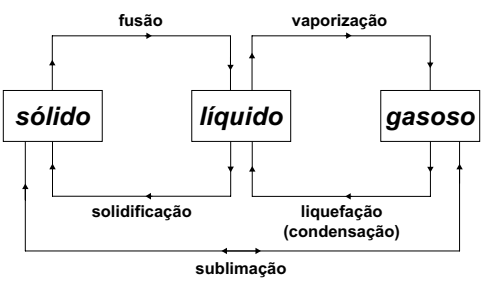
Misturas homogêneas são aquelas que possuem uma única fase.

Photodisc

Experiência química.

Os termos *homogêneo* e *heterogêneo* também podem ser aplicados ao conceito de substância pura. É usual associar a ideia de substância pura com o caráter homogêneo porque, talvez, essa seja a situação mais comum. Não se pode esquecer, no entanto, dos casos em que uma substância pura encontra-se em mudança de estado físico: nessas ocasiões, ela é classificada como heterogênea.

Alcides Correa



Mudanças de estado físico da matéria.

Muitas vezes, não se pode dizer com precisão se uma amostra homogênea constitui uma substância ou uma mistura: o apelo visual não permite tal distinção. Nesses casos, diz-se que há um *sistema*. Para a diferenciação entre substância

e mistura, é necessária a determinação de pelo menos duas propriedades (ponto de fusão e ponto de ebulição, por exemplo).

Sistema homogêneo: não exibe superfície de separação, isto é, apresenta uma única fase.

Sistema heterogêneo: exibe superfície(s) de separação, ou seja, apresenta duas ou mais fases.

Saiba

Lembrete

Não confunda *fases* de um sistema com *componentes* do sistema.

Fases: cada uma das porções distintas do sistema.

Componentes: cada uma das substâncias presentes em um sistema.

Exemplo: numa mistura de água, álcool etílico e óleo, temos três substâncias diferentes, mas somente duas fases distintas.

Substâncias elementares e compostas

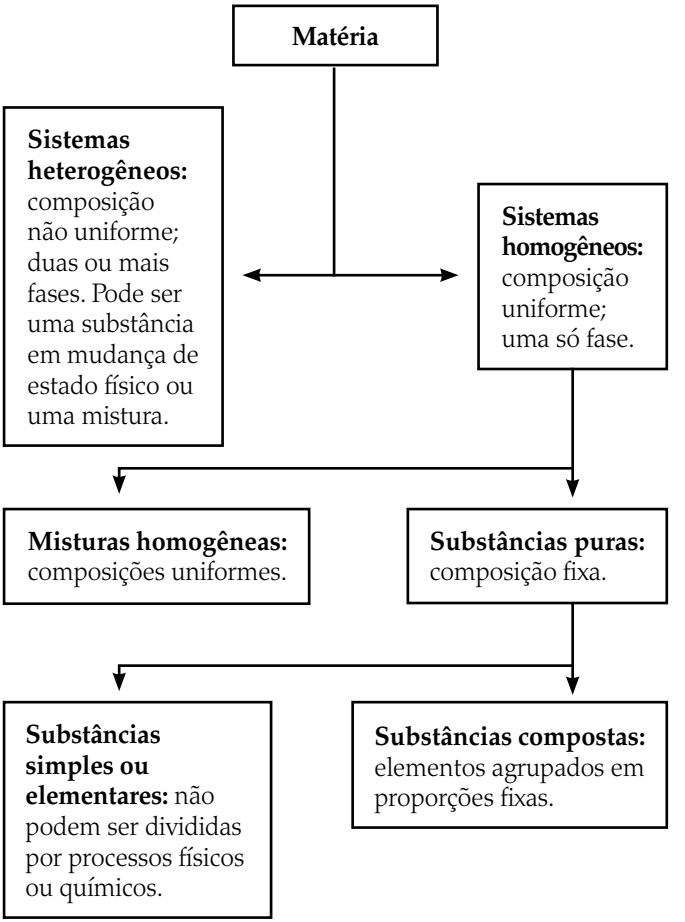
As substâncias podem ser classificadas em *substâncias simples* (ou *elementares*) e *substâncias compostas*.

Substâncias simples ou elementares são aquelas constituídas por apenas um tipo de átomo. Trata-se de substâncias que não originam outras mais simples, qualquer que seja o processo, físico ou químico.

Exemplos: Na, He, H_2, Cl_2, O_2, N_2, O_3, P_4, S_8 etc.

Substâncias compostas são aquelas constituídas por mais de um tipo de átomo. Tais substâncias são agrupamentos de átomos em uma proporção perfeitamente definida e podem sofrer decomposição, gerando compostos menos complexos.

Exemplos: H_2O, SO_2, N_2O_4, $KMnO_4$, $C_{12}H_{22}O_{11}$, CH_4 etc.


Matéria
Sistemas heterogêneos: composição não uniforme; duas ou mais fases. Pode ser uma substância em mudança de estado físico ou uma mistura.
Sistemas homogêneos: composição uniforme; uma só fase.
Misturas homogêneas: composições uniformes.
Substâncias puras: composição fixa.
Substâncias simples ou elementares: não podem ser divididas por processos físicos ou químicos.
Substâncias compostas: elementos agrupados em proporções fixas.

Sistemas homogêneos: mistura ou substância pura?

Uma vez que o sistema possui uma única fase, não é possível, através do apelo visual, diferenciar uma substância pura de uma mistura. É necessária a determinação de algumas propriedades específicas, ao menos duas.

Como já foi dito, substâncias puras, caracteristicamente, sofrem fusão e ebulição sob temperaturas constantes. A água, por exemplo, quando pura e ao nível do mar, sofre fusão (ou solidificação) exatamente a 0 °C, e ebulição (ou condensação) a 100 °C. Nenhuma outra substância possui esse par de valores como pontos de fusão e ebulição. Uma bebida alcoólica, um picolé ou um refrigerante, apesar da grande quantidade de água, não solidifica a 0 °C, uma vez que são misturas. Comparativamente, uma mistura pode sofrer uma, e no máximo uma, transformação (fusão ou ebulição) sob temperatura constante. Por vezes, no entanto, o sistema pode sofrer decomposição ou alguma outra alteração, não sendo possível determinar uma das temperaturas. Nesse caso, deve-se lançar mão de outras propriedades, como densidade, calor específico etc.

Densidade

Define-se densidade de um corpo (d) como a razão entre a massa (m) do corpo e o seu volume (V).

$$d = \frac{m}{v}$$

Por meio dessa relação, podemos prever o comportamento de um sólido, isto é, se ele afundará ou flutuará quando imerso em um líquido. Quando temos dois (ou mais) líquidos imiscíveis, a densidade indicará qual deles se comportará como sobrenadante e qual constituirá a fase inferior.

A unidade de densidade no Sistema Internacional (SI) é o quilograma por metro cúbico (kg/m^3). Contudo, é frequente o uso de outras unidades, como grama por centímetro cúbico (g/cm^3) e grama por mililitro (g/mL).

Lembramos que as unidades litro (L) e decímetro cúbico (dm^3) também são muito usadas para a medida de volume, conforme as equivalências:

$$1{,}0\ L = 1{,}0\ dm^3 = 1{,}0 \cdot 10^{-3}\ m^3$$

Ainda, ressalvando que o volume (e consequentemente a densidade) de uma substância depende da temperatura a que ela está submetida, são usuais as relações:

$$1{,}0\ g\ .\ cm^{-3} = 1{,}0\ g\ .\ mL^{-1} = 1{,}0\ .\ 10^{3}\ kg\ .\ m^{-3}$$

$$1{,}0\ kg\ .\ m^{-3} = 1{,}0\ kg\ .\ L^{-1}$$

Apresentamos, a seguir, uma tabela de valores usuais de densidades para alguns materiais:

Material	Densidade – Valores médios ($g\ .\ cm^{-3}$)
Ar (20°C e 1,0 atm)	0,0012
Água (4ºC e 1,0 atm)	1,00
Álcool etílico	0,79
Chumbo	11,30
Cortiça	0,22
Ferro	7,85
Gasolina	0,70
Mercúrio	13,60
Óleo	0,80
Ouro	19,30
Prata	10,50

Saiba

Densidade ou massa específica?

Densidade é um termo de caráter geral, isto é, pode ser aplicado a um corpo maciço ou não, bem como a ligas metálicas e corpos constituídos por misturas, entre outros.

Massa específica é um termo reservado às substâncias puras.

Teste seu saber

1. O que se entende por sistema fechado?

2. Classifique os seguintes sistemas em homogêneos ou heterogêneos e indique o número de fases de cada um.
a) Ar.
b) Água e areia.
c) Água, areia e serragem.
d) Café (bebida).
e) Água líquida e gelo.

3. A gasolina, quando aquecida à pressão de 1 atm (pressão normal ao nível do mar), começa a ferver a 40 °C e continua fervendo até por volta de 200 °C. Já a água destilada ferve à temperatura constante de 100 °C. Como se explica essa diferença de comportamento?

4 "Colocando-se água bem gelada em um copo de vidro, em pouco tempo este fica molhado por fora, devido à formação de minúsculas gotas de água." Para procurar explicar esse fato, propuseram-se as duas hipóteses seguintes:
I - Se aparece água do lado de fora do copo, então o vidro não é totalmente impermeável à água. As moléculas de água atravessando lentamente as paredes do vidro vão formando minúsculas gotas.
II - Se aparece água do lado de fora do copo, então deve haver vapor-d'água no ar. O vapor-d'água, entrando em contato com as paredes finas do copo, condensa-se em minúsculas gotas.

Que hipótese interpreta melhor os fatos? Como você justifica sua escolha?

5. (Unicamp) Uma amostra de água a –20 °C é tirada de um congelador e colocada num forno a 150 °C. Considere que a temperatura da amostra varie lentamente com o tempo e que seja idêntica em todos os seus pontos. A pressão ambiente é 1,0 atm. Esquematize um gráfico mostrando como a temperatura da amostra varia com o tempo. Indique o que ocorre em cada região do gráfico.

6. **(ITA-SP) Descreva um procedimento experimental, os raciocínios e os cálculos que você empregaria para determinar a densidade de um pedaço de metal com um formato complicado.**

7. **Na embalagem de um detergente em pó, há uma indicação: 600 g. Imagine que você consiga encher 6 copos de 200 mL com o conteúdo do pacote.**

a) Qual a massa do detergente em pó disponível?

b) Qual o volume do detergente em pó disponível?

Em outra oportunidade, você compra outra marca de detergente em pó, pelo mesmo preço, com a mesma indicação na embalagem. Porém, só consegue encher 5 copos de 200 mL.

c) Qual a massa de detergente em pó disponível no segundo pacote?

d) Qual o volume de detergente disponível no segundo pacote?

e) Qual dos dois detergentes em pó é mais denso?

f) Do ponto de vista financeiro, qual sabão é mais vantajoso, sabendo que, para a lavagem ser satisfatória, deve-se usar sempre uma mesma quantidade (determinada por uma colher-medida que acompanha o sabão e é igual para ambos)?

8. **Sempre que um navio derrama petróleo no mar, ocorre um grande desastre ecológico em virtude das substâncias que ficam na superfície da água. Por que o petróleo flutua?**

9. **São comuns expressões do tipo "o alumínio é um metal leve" ou "o mercúrio é um líquido muito pesado". Discuta o significado dessas expressões em relação ao conceito de densidade.**

10. **Um cubo de pau-brasil com 2,0 cm de aresta pesa 3,5 g. Com base nessa informação responda:**

a) Qual a densidade do pau-brasil?

b) Essa madeira flutua em água?

11. **Os pulmões bombeiam, em média, 11.500 L de ar por dia. Considerando que o ar possui uma densidade igual a 1,2 g/L, qual o valor da massa de ar que participa desse fenômeno?**

12. (Unicamp) Três frascos de vidro transparentes, fechados, têm formas e dimensões iguais, e cada um contém a mesma massa de líquidos diferentes. Um contém água (densidade d = 1,0 g/cm^3); o outro, clorofórmio (d = 1,4 g/cm^3); e o terceiro, etanol (d = 0,8 g/cm^3). Os três líquidos são incolores e não preenchem totalmente os frascos, os quais não têm nenhuma identificação. Sem abrir os frascos, como você faria para identificar as substâncias?

13. (Unicamp) Três frascos não rotulados encontram-se na prateleira de um laboratório. Um contém benzeno (0,87 g/cm^3); outro, tetracloreto de carbono (1,59 g/cm^3); e o terceiro, metanol (0,79 g/cm^3). Dos três líquidos, apenas o metanol é solúvel em água (1,0 g/cm^3). Com base nessas informações, explique como você faria para reconhecer os três líquidos.

14. (Fuvest) Em uma indústria, um operário misturou, inadvertidamente, polietileno (PE, 0,91 g/cm^3 < d < 0,98 g/cm^3), policloreto de vinila (PVC, 1,35 g/cm^3 < d < 1,42 g/cm^3) e poliestireno (PS, 1,04 g/cm^3 < d < 1,06 g/cm^3), limpos e moídos. Para recuperar cada um desses polímeros, utilizou o seguinte método de separação: jogou a mistura em um tanque contendo água (d = 1,0 g/cm^3), separando, então, a fração que flutuou (A) daquela que foi ao fundo (B). A seguir, recolheu a fração B, secou-a e jogou-a em outro tanque contendo solução salina (d = 1,10 g/cm^3), separando o material que flutuou (C) daquele que afundou (D). Relacione as frações A, C e D com os respectivos polímeros.

15. Sabe-se que 3 cm^3 de sal têm 6,48 g de massa, e que 5 cm^3 de açúcar têm massa igual a 7,95 g. Qual dessas substâncias é mais densa?

16. Corta-se um pedaço grande de chumbo em três pedaços menores com tamanhos diferentes. Após determinar a densidade para cada pedaço, responda: os três valores encontrados são iguais ou diferentes? Justifique.

17. Uma garrafa contém gasolina (d = 0,68 g/cm^3) até a metade. Sabendo que a massa da gasolina é de 340 g, qual o volume da garrafa?

18. Uma esfera, sem orifícios e de material desconhecido, possui um volume total de 10 cm^3 e massa 5,0 g. Ao ser jogada na água, essa esfera afunda ou flutua? Justifique.

19. Um cubo de metal tem massa de 375 g e possui 5,0 cm de aresta. Em uma análise, descobriu-se que o cubo contém alumínio (d = 2,7 g/cm^3). Discuta se o cubo é feito de alumínio puro.

20. Qual o estado físico das substâncias da tabela a seguir quando elas se encontram no deserto da Arábia, à temperatura de 50 °C (pressão ambiente = 1 atm)?

Substância	PF (°C)	PE (°C)
Clorofórmio	-63	61
Éter etílico	-116	34
Etanol	-117	78
Fenol	41	182
Pentano	-130	36

3 Separação de misturas. Fenômenos físicos

Fenômeno ou transformação é toda ocorrência que implica a alteração de pelo menos uma variável definidora de um sistema.

Solidificação, fusão e ebulição, entre outros processos, constituem mudanças de estado físico. Como o próprio nome sugere, são fenômenos físicos. Mas não são os únicos: as técnicas de separação de misturas constituem alguns dentre muitos outros exemplos. Em contrapartida, um pedaço de papel ou madeira ao qual se ateia fogo está sujeito a outro tipo de transformação, caracteristicamente um fenômeno químico.

Um fenômeno físico, qualquer que seja, preserva a identidade da(s) substância(s) envolvida(s) na transformação. Dessa forma, tomando como exemplo uma massa de água colocada em um *freezer*, decorrido certo intervalo de tempo ela se solidificará, tornando-se gelo, ou melhor, água no estado sólido. Nesse evento, não há alteração da composição da substância; em qualquer momento da transformação, a substância em questão é água.

Um fenômeno químico, muitas vezes também denominado reação química, implica interação e transformação. Por interação entende-se a necessidade de duas ou mais "coisas" ou seres. Por transformação entende-se o surgimento de algo novo: uma nova substância.

Fazer um bolo é um exemplo típico de um conjunto de transformações químicas. Em regra, não há apenas uma única interação. São exemplos de interação: misturar, deixar a massa em repouso, assar etc. E, ao final do processo, o

resultado obtido é completamente diferente, e bem mais gostoso do que uma mistura crua dos ingredientes: não há mais leite, ovo ou farinha, mas sim algo novo, o bolo propriamente dito.

Fenômeno físico: a matéria sofre uma mudança sem que haja alteração na estrutura do(s) composto(s), ou seja, não ocorre a formação de nova substância.

Photodisc

O arco-íris é tipicamente um fenômeno físico.

Fenômeno químico: a matéria sofre uma transformação na qual ocorre alteração da estrutura do(s) composto(s) de partida, com consequente formação de substância(s) nova(s). Todo fenômeno químico é uma reação ou conjunto de reações químicas.

GeorgeS/Shutterstock

Combustão de um palito de fósforo: reação rápida.

Separação de misturas - análise imediata

Análise imediata é o conjunto de processos empregados na separação dos componentes das misturas homogêneas e heterogêneas. Esses processos não alteram a natureza química das substâncias constituintes das misturas, isto é, não alteram as moléculas ou íons constituintes das espécies químicas, que entram na formação das misturas. São também chamados processos de fracionamento. Para se promover um processo de separação, deve-se ter em mente o tipo de sistema (homogêneo/heterogêneo), a natureza da mistura (sólido/sólido, sólido/líquido, líquido/líquido etc.) e a(s) propriedade(s) que podem ser exploradas (ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, solubilidade etc.).

Sistemas heterogêneos

Mistura sólido/sólido

- Catação: separação manual dos constituintes do sistema. Exemplo: separação seletiva do lixo (metais, papéis e vidros).

Arquivo/ABR

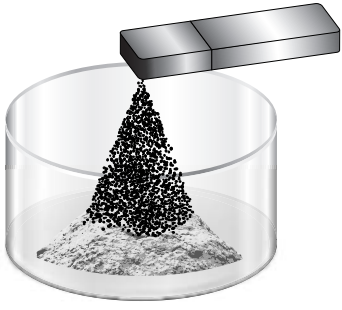
Separação seletiva de lixo.

- **Flotação:** processo de adição de um líquido de densidade intermediária aos sólidos, sendo estes sólidos no líquido. Como consequência, um dos sólidos flutuará no líquido, e o outro restará no fundo do recipiente. Exemplo: mistura de areia com serragem.

Júlio Dian

Flotação.

- **Separação magnética:** usa-se um ímã quando um dos componentes possui propriedade magnética. Exemplo: limalha de ferro e areia.



Júlio Dian

Separação magnética.

■ **Ventilação:** consiste no uso de uma corrente de ar para promover a separação dos sólidos. Exemplo: beneficiamento de arroz ou de café, em que casca e grãos são separados.

Delfim Martins/Keydisc

Ventilação.

■ **Levigação:** processo análogo à ventilação; porém, utiliza um líquido (em geral, água) para promover a separação dos sólidos. Exemplo: garimpeiro usando uma bateia para procurar ouro no leito do rio.

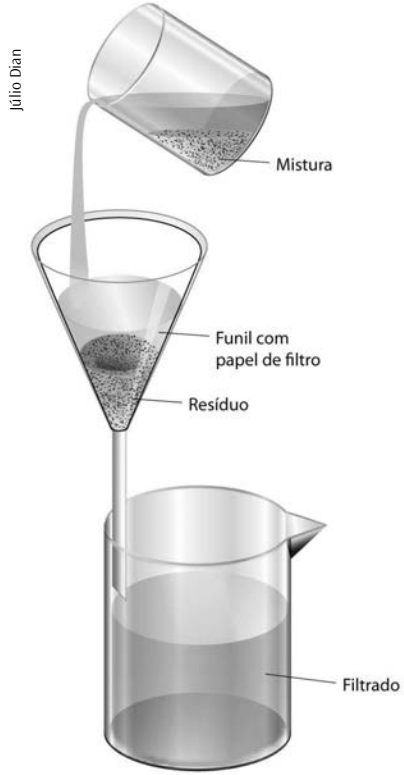
Cores do Brasil

Levigação.

■ **Dissolução fracionada:** usa-se um líquido que dissolve apenas um dos componentes da mistura. Exemplo: mistura de areia com sal.

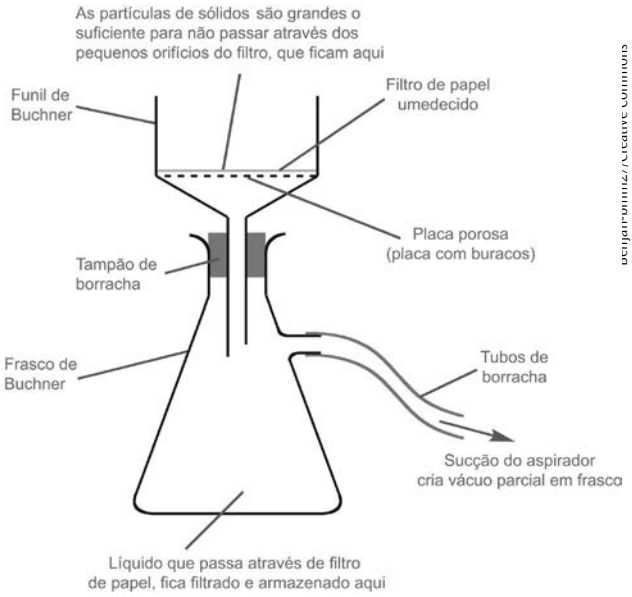
Mistura sólido/líquido

■ **Filtração:** processo que consiste na utilização de uma barreira física (filtro) para retenção do material sólido. Exemplo: mistura de areia e água.



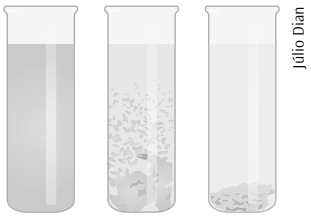
Filtração.

■ Filtração a vácuo ou filtração sobre pressão reduzida: aceleração do processo de filtração.


As partículas de sólidos são grandes o suficiente para não passar através dos pequenos orifícios do filtro, que ficam aqui
Funil de Buchner
Filtro de papel umedecido
Placa porosa (placa com buracos)
Tampão de borracha
Frasco de Buchner
Tubos de borracha
Sucção do aspirador cria vácuo parcial em frasco
Líquido que passa através de filtro de papel, fica filtrado e armazenado aqui
Desenho: Ocean/Shutterstock

Filtração a vácuo.

■ **Decantação:** deixa-se o sistema em repouso, permitindo que o sólido se deposite no fundo do recipiente por ação da gravidade. Exemplo: mistura de água com barro.


Júlio Dian

Decantação.

■ **Centrifugação:** processo no qual a mistura é colocada em rotação e, pela ação da força centrífuga, o material sólido, de maior densidade, projeta-se para o fundo do recipiente. Exemplo: separação de hemácias e leucócitos do plasma sanguíneo, em análises clínicas.

Thelefty/Fotolia

Centrifugação.

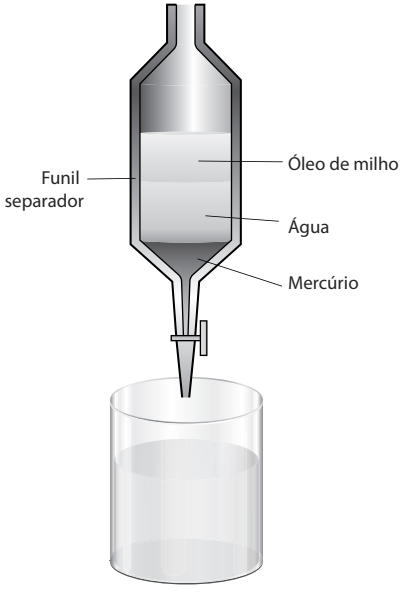
Mistura sólido/gás

■ **Filtração:** utilização de uma barreira física (filtro) para retenção do material sólido. Exemplo: aspirador de pó.

Mistura líquido/líquido

■ **Decantação:** procedimento utilizado para separar líquidos de densidades diferentes, por meio de um funil de decantação (separação). Exemplo: separação de água, óleo e mercúrio.

Júlio Dian



Decantação.

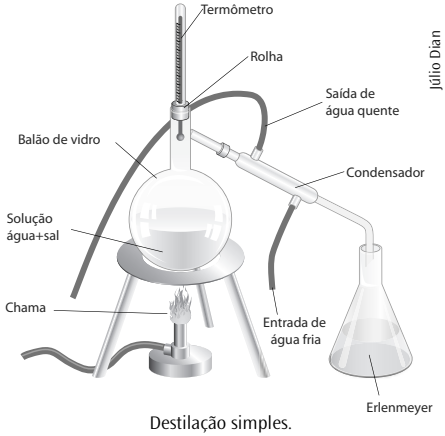
Experimente fazer em casa!

Filtração de mistura líquido/gás (refrigerante): Pegue um filtro de café e, lentamente, verta dentro dele o refrigerante. Observe o que acontece.

Sistemas homogêneos

Mistura sólido/líquido

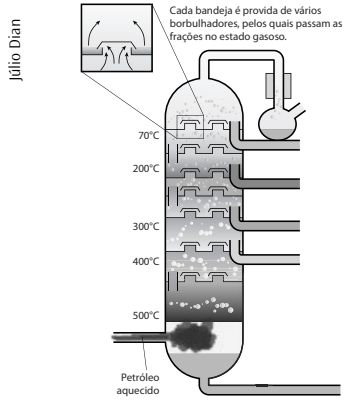
■ **Destilação simples:** processo que implica o aquecimento do sistema. O líquido sofre vaporização e é, então, resfriado e coletado em um recipiente à parte. O sólido permanece presente no recipiente original. Exemplo: água com sal de cozinha dissolvido.



Destilação simples.

Mistura líquido/líquido

- **Destilação fracionada:** aquecimento da mistura de líquidos, explorando o fato de as temperaturas de ebulição não serem próximas. O líquido mais volátil vaporiza primeiro e, tal como na destilação simples, é resfriado e coletado num recipiente à parte. Exemplo: destilação do petróleo.



Destilação fracionada.

Mistura gás/gás

- **Liquefação fracionada:** procedimento baseado na diferença de temperatura de ebulição. Resfria-se a mistura de tal forma que apenas um dos gases se torne líquido. Exemplo: separação dos componentes do ar.

Alternativamente, para promover a separação de gases, pode-se tomar a mistura, liquefazê-la e, em seguida, promover uma destilação fracionada.

Teste seu saber

1. **(Unicamp) Em uma república estudantil, um dos moradores deixou cair óleo comestível no recipiente que contém sal de cozinha. Considerando que o sal não é solúvel no óleo, como seria possível recuperar o sal e o óleo, deixando-os novamente em condições de uso?**

2. **(Fuvest) Proponha um procedimento de separação para os componentes de uma mistura de três substâncias A, B e C, de acordo com as solubilidades em água e acetona, indicadas na tabela a seguir.**

Substância	Solubilidade em água	Solubilidade em acetona
A	Solúvel	Solúvel
B	Insolúvel	Solúvel
C	Insolúvel	Insolúvel

3. **(Fuvest) Para a separação de misturas gasolina/água e nitrogênio/oxigênio, os processos mais adequados são, respectivamente:**
a) decantação e liquefação.
b) sedimentação e destilação.
c) filtração e sublimação.
d) destilação e condensação.
e) flotação e decantação.

4. **Considerando-se os sistemas:**
I. **água e óleo;**
II. **álcool etílico;**
III. **hidrogênio; e**
IV. **água e álcool etílico.**

Pode-se afirmar:

a) I, II, III e IV são, respectivamente, mistura homogênea, substância composta, substância simples e mistura homogênea.
b) I é monofásico.
c) I pode ser separado por processo de decantação.
d) III e IV sofrem mudança de estado à temperatura constante.
e) IV apresenta as mesmas propriedades físicas e a mesma composição química em toda sua extensão.

5. **(UFRGS) Para separar convenientemente uma mistura de areia, sal de cozinha, gasolina e água, a sequência de processos mais indicada é:**

a) decantação, catação e destilação.
b) floculação, filtração e decantação.
c) catação, filtração e evaporação.
d) filtração, catação e destilação.
e) filtração, decantação e destilação.

6. **(Fatec-SP) Durante uma investigação criminal, o perito determinou o exame das roupas da vítima. Para isso, ordenou o seguinte procedimento: queimar totalmente uma amostra do tecido, recolher as cinzas em um frasco, tratá-las com água destilada, agitar e filtrar. O resíduo obtido no filtro, em estado de alta pureza, é o constituinte desejado. Certamente o perito criminal estava procurando:**

a) perfume francês.
b) maconha.
c) ouro em pó.
d) sangue.
e) cocaína.

7. **"No campo, o ar é puro." Essa afirmativa não é verdadeira para um químico. Por quê?**

8. **Se só tivéssemos água do mar, como poderíamos matar nossa sede?**

9. **(Unip) Qual o processo mais adequado para separar a mistura de água e gasolina?**

a) Decantação usando funil de separação.
b) Destilação fracionada.
c) Filtração.
e) Flotação.

10. **(Unesp) Na preparação do café, a água quente entra em contato com o pó e é separada no coador. As operações envolvidas nessa separação são, respectivamente:**
a) destilação e decantação.
b) filtração e destilação.
c) destilação e coação.
d) extração e filtração.
e) extração e decantação.

11. **(PUC) Um funil de vidro com papel de filtro é um equipamento útil para separar:**
a) água de óleo.
b) água de álcool.
c) água de carbonato de cálcio (giz).
d) água de cloreto de sódio.
e) água de éter.

12. **(Unisa) A filtração a vácuo é utilizada quando se deseja:**
a) acelerar o processo de filtração.
b) melhorar a qualidade do filtrado.
c) separar componentes Iíquidos imiscíveis de uma mistura.
d) separar componentes sólidos de diferentes tamanhos.
e) separar componentes de uma mistura de líquidos miscíveis.

13. **(UFRN) Um modo conveniente para retirar a parte gordurosa do leite é o emprego de:**
a) destilação.
b) cristalização.
c) decantação.
d) centrifugação.
e) filtração.

14. **(UFMG) O sal de cozinha pode ser obtido da água do mar, através de:**
a) centrifugação.
b) decantação.
c) destilação.
d) evaporação.
e) filtração.

4 Estrutura atômica

A Química está presente na natureza desde a origem do Universo. Admitindo-se a ideia da teoria da Grande Explosão *(Big Bang)*, processos químicos ocorreram em fenômenos nucleares, explosões e uma série de outras transformações.

Para o ser humano, os fenômenos químicos talvez tenham começado quando o homem pré-histórico conseguiu, pela primeira vez, produzir o fogo. Com o fogo, o homem pôde forjar metais, os quais desempenharam um papel tão significativo para a humanidade que a nomenclatura dos períodos pré-históricos posteriores à Idade da Pedra traduzem sua importância: Idade do Cobre (aprox. 2500 a.C.), Idade do Bronze (aprox. 3000 a.C.) e Idade do Ferro (aprox. 1500 a.C.).

Por volta de 400 a.C., já eram conhecidos muitos produtos químicos (óxidos de ferro, de cobre e de zinco, sulfatos de ferro e de cobre etc.) e técnicas de transformação química (fusão, dissolução, filtração, banho-maria etc.).

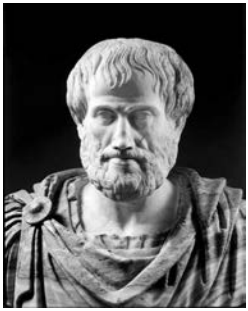
Ao que tudo indica, os primeiros a se preocuparem com a constituição da matéria foram os gregos, há 2.500 anos. O primeiro filósofo, Tales de Mileto (640-548 a.C.), observando que a água podia existir em duas formas, líquida e gasosa, propôs que todo o Universo era formado de água. Heráclito (540-475 a.C.) propôs que o fogo era a essência de todas as coisas. Empédocles (490-435 a.C.) formulou a Teoria dos Quatro Elementos — água, ar, fogo e terra — para explicar a origem do Universo.

Entre todas as concepções gregas sobre a matéria, Leucipo (480-420 a.C.) e Demócrito (460-370 a.C.) sugeriram que, se a amostra de um material qualquer fosse dividida em duas e, tomando-se uma delas, esta fosse divi-

dida novamente, e assim por diante, chegaríamos a uma unidade não divisível, o átomo.

Aristóteles (384-322 a.C.) criticou a concepção atomista e, retomando a Teoria dos Quatro Elementos, completou-a propondo que qualquer um deles poderia ser transformado em um dos outros três.

Contudo, a ideia de átomo ficou adormecida por praticamente 2 mil anos.



A. Dagli Orti/Biblioteca de Imagens DeA

Aristóteles, busto de mármore, cópia romana (século II a.C.) de um original grego (c. 325 a.C.), no Museo Nazionale Romano.

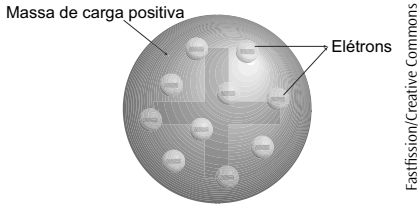
Modelo atômico de Dalton

Coube ao inglês John Dalton (1766-1844), no início do século XIX, propor o primeiro modelo atômico. Segundo Dalton:

- todos os átomos de um dado elemento são idênticos;
- os átomos de elementos diferentes possuem massas diferentes;
- um composto tem uma combinação específica de átomos de mais de um elemento;
- em uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos; porém, trocam de parceiros para produzir novas substâncias.

Modelo nuclear

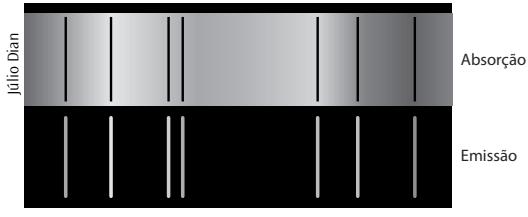
Com a descoberta do elétron, em 1897, surge a primeira indicação experimental da estrutura interna do átomo. O físico britânico Joseph John Thomson (1856-1940) estabelece um novo modelo de átomo.



Átomo de Thompson, com cargas negativas embutidas em uma estrutura maior, de cargas positivas.

Muitas das contribuições para desvendar a estrutura do átomo se devem a Ernest Rutherford (1871-1937). Em 1911, a ideia de átomo como esfera rígida cai por terra após os experimentos de Rutherford, baseados no bombardeamento de partículas alfa contra uma lâmina de ouro. Rutherford propõe um modelo atômico nuclear: os prótons constituiriam o núcleo do átomo, e os elétrons estariam dispersos em um espaço em torno desse núcleo.

Apesar de inovador, o modelo de Rutherford possuía algumas deficiências, entre elas a de não conseguir explicar os espectros atômicos dos elementos. Em 1913, Niels Bohr propôs uma série de postulados para corrigir tal deficiência.

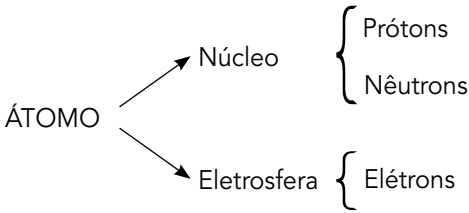


Espectros de absorção e emissão do gás hélio.

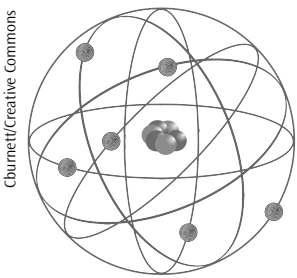
A teoria de Bohr, em particular, estabelece que a energia dos elétrons deve ser quantizada, isto é, os elétrons não possuem qualquer energia, mas apenas alguns determinados valores relacionados aos *níveis energéticos*. Com as contribuições de Niels Bohr, o modelo nuclear passou a ser denominado Modelo Atômico de Rutherford-Bohr.

Em 1932, o inglês James Chadwick descobre a terceira partícula atômica, o nêutron, levando os cientistas a refinarem o modelo nuclear.

Características do Modelo Atômico de Rutherford-Bohr



Partícula	Massa (u)	Unidade eletrostática de carga
Próton	1	+1
Nêutron	1	0
Elétron	1/1.836	-1



Cburnett/Creative Commons

Átomo de Ernest Rutherford.

Para descrever um átomo, deve-se caracterizar a sua estrutura, isto é, informar quantos prótons, nêutrons e elétrons possui. Para tanto são definidos os seguintes parâmetros:

Número atômico (Z): número de prótons presentes no núcleo. Um elemento químico é caracterizado por seu número atômico.

Número de massa (A): número de partículas presentes no núcleo atômico. É a soma do número atômico (Z) e dos nêutrons.

$$A = Z + n$$

Elemento químico: conjunto de átomos com mesmo número atômico (Z).

Representação: ${}^{A}_{Z}X$ ou ${}_{Z}X^{A}$

Consegue-se, então, por meio dessa representação, expressar o número de prótons e nêutrons presentes em um átomo.

Outra característica reside no fato de que o átomo é uma espécie química eletricamente neutra. Isto é, para qualquer átomo, o número de prótons é exatamente igual ao número de elétrons. Exemplificando:

$$n_p = n_e$$

${}_{26}Fe^{56}$ representa um átomo cujo número atômico é 26 e o número de massa é 56, ou seja, o átomo de ferro. Esse átomo possui 26 prótons e 30 nêutrons. Possui também 26 elétrons, número igual à quantidade de prótons.

${}_{92}U^{238}$ representa um átomo do elemento urânio, com número de massa 238. Seu número atômico é 92. Possui 92 prótons, 146 nêutrons e 92 elétrons.

Dimensões do átomo: admitem-se os seguintes valores para os diâmetros do átomo e do núcleo:

$$\phi_{m\,(a)} \cong 10^{-8}\ cm = 1\ Å\ (angström)$$

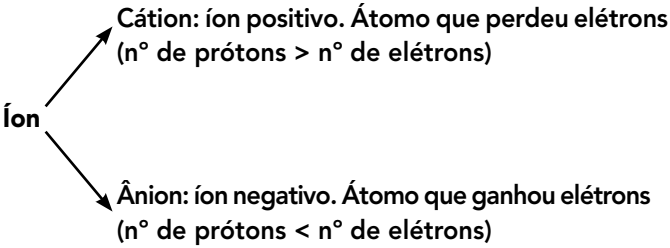
$$\phi_{m\,(n)} \cong 10^{-12}\ cm$$

Onde $\phi_{m\,(a)}$ e $\phi_{m\,(n)}$ indicam, respectivamente, os diâmetros médios do átomo e do núcleo.

Íons – Espécies carregadas eletricamente

Um átomo é capaz de perder ou capturar partículas e energia. Quando ele perde ou captura energia e/ou partículas nucleares, prótons e nêutrons, temos um fenômeno radioativo. Quando um átomo perde ou captura elétrons, temos a formação de íons. Uma vez que os elétrons são mais leves que os prótons, os fenômenos elétricos, em sua maioria, estão relacionados com os elétrons.

Íon é uma espécie gerada a partir de um átomo que ganhou ou perdeu elétrons.


Íon
Cátion: íon positivo. Átomo que perdeu elétrons
(n° de prótons > n° de elétrons)
Ânion: íon negativo. Átomo que ganhou elétrons
(n° de prótons < n° de elétrons)

Semelhanças atômicas

Isotopia

São ditos isótopos dois ou mais átomos que apresentam o mesmo número atômico e diferentes números de massa. A isotopia é um fenômeno que envolve átomos de um mesmo elemento químico.

Exemplos: $_1H^1$, $_1H^2$ e $_1H^3$

Isobaria

São ditos isóbaros dois ou mais átomos que apresentam o mesmo número de massa e diferentes números atômicos. A

isobaria é um fenômeno que relaciona átomos de elementos distintos, já que os números atômicos são diferentes.

Exemplos: $_{18}Ar^{40}$, $_{19}K^{40}$ e $_{20}Ca^{40}$

Isotonia

São ditos isótonos dois ou mais átomos que apresentam o mesmo número de nêutrons, diferentes números atômicos e diferentes números de massa.

Exemplos: $_{17}Cl^{37}$ e $_{20}H^{40}$

Isoeletrônicos

São ditas isoeletrônicas as espécies (átomos ou íons) que apresentam o mesmo número de elétrons.

Exemplos: $^{23}_{11}Na^{+}$, $^{16}_{8}O^{2-}$ e $_{10}Ne^{20}$

Organização da eletrosfera de um átomo

Para se entender a estrutura interna de um átomo e relacioná-la com as propriedades químicas, é necessário compreender a disposição eletrônica do átomo, isto é, como os elétrons se distribuem em torno do núcleo.

A estrutura fina dos espectros atômicos foi mais bem entendida quando cientistas descobriram que os níveis de energia (estabelecidos pelos postulados de Bohr) são formados por subdivisões, os *subníveis*. Estes subníveis são designados: *s, p, d, f, g, h, ...*

Assim, a eletrosfera de um átomo é composta de níveis, e estes, por subníveis. O primeiro nível de energia, designado como n = 1 (ou camada K) é formado pelo subnível *s*. O segundo nível de energia (n = 2, camada L) é formado pelos subníveis s e *p*. O terceiro nível de energia (n = 3, camada M) é formado pelos subníveis *s, p* e *d*.

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q	R	S
Níveis	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Subníveis	s	s, p	s, p, d	s, p, d, f	s, p, d, f, g	s, p, d, f, g, h	s, p, d, f, g, h, i	s, p, d, f, g, h, i, j	s, p, d, f, g, h, i, j, k

Estão indicados em vermelho os níveis e subníveis teóricos (até o presente momento, entre os átomos existentes, tais subníveis não foram ocupados).

O Diagrama de Linus Pauling mostra a estruturação dos níveis e subníveis de energia:

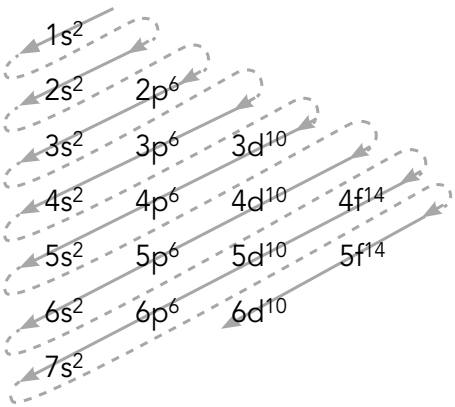


Diagrama de Linus Pauling, que representa, por meio dos expoentes, a quantidade máxima de elétrons em cada subnível.

Esse diagrama nos mostra como os elétrons estão distribuídos em torno do núcleo atômico. Mais exatamente,

ele fornece a distribuição eletrônica em ordem crescente de energia. Os elétrons são atribuídos aos níveis e subníveis de energia, partindo do subnível de menor energia e seguindo para as regiões de energias sucessivamente mais altas, de tal maneira que a energia total do átomo seja a menor possível.

Exemplo:

Fornecer a distribuição eletrônica em ordem crescente de energia para os elétrons do elemento At (Z = 85).

Resolução:

$1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$, $6s^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^5$.

Os subníveis, por sua vez, dividem-se em *orbitais*. Os orbitais atômicos estão associados à funções de onda (Ψ) dos elétrons — expressões matemáticas cujos valores variam com sua posição. O físico alemão Max Born propôs uma interpretação física para a função de onda: *a probabilidade de encontrar uma partícula em uma região é proporcional ao valor de* Ψ^2. A indicação Ψ^2 representa uma densidade de probabilidade, isto é, a probabilidade de que uma partícula esteja em uma pequena região do espaço dividida pelo volume da região ocupada.

Orbital é a região do espaço que envolve o núcleo do átomo onde é máxima a probabilidade de se encontrar um elétron.

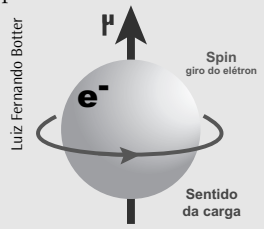
Spin eletrônico

Por volta de 1920, foi demonstrado experimentalmente que o elétron comporta-se como se tivesse rotação, tal como o planeta Terra. De modo simplificado, a esse movimento de rotação do elétron relaciona-se o *spin*.

Saiba

Spin eletrônico

Spin é uma propriedade relacionada ao campo magnético gerado em função do movimento de rotação de partículas carregadas eletricamente. Dois elétrons, com movimentos de rotação opostos, geram campos magnéticos opostos, possibilitando assim que esses elétrons estejam num mesmo orbital eletrônico. Dizemos que tais elétrons possuem *spins* opostos ou antiparalelos.



Luiz Fernando Botter

Spin eletrônico.

Essa interpretação de *spin*, no entanto, não é satisfatória por não contemplar todos os casos. Em mecânica quântica, *spin* é uma propriedade relacionada ao momento angular intrínseco da partícula em questão e às diferentes orientações deste no espaço.

O *spin* é um fenômeno estritamente quântico, não possui interpretação clássica.

Números quânticos

Um elétron pode ser descrito por um conjunto de quatro números quânticos.

Os níveis de energia estão relacionados ao *número quântico principal (n)*, que simboliza o nível onde o elétron se encontra. Para o número quântico principal n = 1, temos o primeiro nível (camada K); para n = 2, temos o segundo nível (camada L), e assim por diante. O valor de *n* também é uma medida do tamanho de um orbital: quanto maior o valor de *n*, maior é o orbital do elétron.

O *número quântico secundário* (ℓ) informa o subnível a que um elétron está relacionado. Cada valor de ℓ corresponde a um tipo diferente de orbital, com formato distinto. O valor de *n* limita o número de subníveis; para n = 2, por exemplo, temos apenas dois subníveis, a saber: *s* e *p*; ℓ não pode ser maior do que *n* – 1. Para o subnível *s*, temos $\ell = 0$; para o subnível *p*, $\ell = 1$; para o subnível *d*, $\ell = 2$; para o subnível *f*, $\ell = 3$; ...

O terceiro número quântico está relacionado ao orbital: é o *número quântico magnético* (*m*), que se refere à orientação dos orbitais em um subnível. Para um valor de ℓ, o número quântico magnético assume valores inteiros de $-\ell$ a $+\ell$.

E o quarto número quântico, o *número quântico magnético de spin* (m_s), está relacionado ao movimento de rotação do elétron, para o qual este número quântico só pode assumir dois valores: –½ ou +½.

Saiba

Diferentes formas de magnetismo

Material ferromagnético é o que se denomina normalmente de material magnético. Submetidos a um campo magnético externo, estes corpos também se transformam em ímãs. Em verdade, quando colocados sob a ação de um campo magnético, alteram a disposição das linhas de campo, concentrando-as em sua vizinhança. O ferromagnetismo ocorre quando os *spins* de elétrons desemparelhados em um conjunto de átomos (domínio) no sólido alinham-se na mesma direção. Uma vez que os domínios tenham sido alinhados por um campo magnético, o metal fica permanentemente magnetizado. Exemplos: ferro, níquel, cobalto e ligas que os contêm.

O *material paramagnético* também é atraído por ímãs, porém mais fracamente. Tal como no material ferromagnético, promove-se o mesmo tipo de alteração das linhas de força, porém menos intensa. O paramagnetismo origina-se

Continua...

nos *spins* dos elétrons e é função da atração a um campo magnético das substâncias em que os átomos ou íons constituintes possuem elétrons desemparelhados. Exemplos: paládio, platina, sódio e algumas ligas de ferro.

O *material diamagnético* é repelido por ímãs, qualquer que seja o polo pelo qual é aproximado. Ao contrário dos casos anteriores, este tipo de material promove um ligeiro afastamento das linhas de força de um campo magnético. As substâncias em que todos os elétrons são emparelhados com parceiros de *spin* oposto são diamagnéticas. Exemplos: prata e bismuto.

Pauli e o princípio da exclusão

Em 1925, Wolfgang Pauli (1900-1958) anunciou seu princípio da exclusão:

Um orbital pode conter, no máximo, dois elétrons e isto só ocorre se eles possuírem spins *opostos.*

Com base nos números quânticos, o princípio da exclusão de Pauli pode ser reelaborado:

Em um mesmo átomo não existem dois elétrons com o mesmo conjunto de números quânticos (n, ℓ, m e m_s).

Regra de Hund: princípio da máxima multiplicidade

O arranjo mais estável dos elétrons é aquele com o número máximo de elétrons desemparelhados. Esse arranjo torna a energia total de um átomo tão baixa quanto possível. A partir disso, a distribuição dos elétrons em um subnível segue a Regra de Hund, que pode ser assim expressa: *Um orbital qualquer de um dado subnível só admitirá um segundo elétron depois que todos os orbitais desse mesmo subnível estiverem semipreenchidos.*

De outra forma, em um subnível entram inicialmente todos os elétrons de um mesmo *spin*, um em cada orbital, para depois entrar(em) o(s) elétron(s) de *spin* oposto.

Exemplo:

Para o elemento Am (Z = 95), determine:

a) a distribuição eletrônica em ordem crescente de energia dos elétrons;

b) a distribuição eletrônica em ordem de camadas (também denominada ordem geométrica);

c) o subnível mais energético;

d) o último nível e o respectivo número de elétrons;

e) os números quânticos que identificam o elétron mais energético;

f) os números quânticos que identificam o último elétron da camada mais externa deste átomo.

Resolução:

a) A partir do número atômico, verifica-se que o átomo em questão possui 95 elétrons. A distribuição em ordem crescente de energia dos elétrons é dada pelo diagrama de Linus Pauling. Todas as demais informações derivam dessa distribuição:

$1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$, $6s^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^6$, $7s^2$, $5f^7$.

b) Escrever a ordem geométrica implica reordenar a sequência anterior por ordem de camada:

$1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^{10}$, $4s^2$, $4p^6$, $4d^{10}$, $4f^{14}$, $5s^2$, $5p^6$, $5d^{10}$, $5f^7$, $6s^2$, $6p^6$, $7s^2$.

c) O subnível mais energético é o 5f , isto é, o subnível *f* do quinto nível.

d) O último nível é o nível 7 (camada Q), com dois elétrons.

e) O elétron mais energético é o último expresso na sequência que descreve a ordem crescente de energia (item a); portanto, é o sétimo elétron do subnível 5f. Assim, 5f designa:

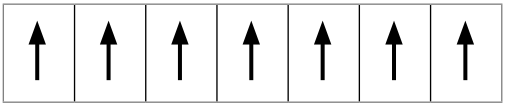
n = 5 (número quântico principal) e

ℓ = 3 (número quântico secundário).

Para ℓ = 3 temos *m* variando de +3 a –3. Vamos convencionar que o primeiro elétron a entrar em um orbital possui m_s = + ½, cuja representação será dada por: ↑ .

Dessa forma, temos para o termo $5f^7$:

Notação de orbitais em caixa:



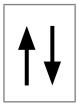
–3 –2 –1 0 +1 +2 +3

E o último elétron ocupa o orbital designado por m = +3.

Assim os quatro números quânticos deste elétron são:

n = 5; ℓ = 3; m = +3 e m_s = +½.

f) O último elétron da camada mais externa é descrito pelo termo $7s^2$. A notação de orbitais em caixa é:



0

E o conjunto de números quânticos que descreve o último elétron:

n = 7; ℓ = 0; m = 0 e m_s = -½.

Saiba +

Estrelas, que formam metais, que formam planetas

Por Helio J. Rocha-Pinto

Júlio Dian

Big Bang.

A diversidade de substâncias que compõe o Mundo e boa parte do Universo resulta das combinações de pouco menos de uma centena de elementos aos quais chamamos de átomos. O termo "átomo", em si, pouco tem a ver com a natureza real desses elementos, pois hoje sabemos que eles não são indivisíveis — como a palavra grega que lhes dá nome sugere —, mas sim compostos por prótons, elétrons e nêutrons, alguns dos quais também são formados por outras partículas menores. Porém, na escala de dimensões macroscópicas em que vivemos, são os átomos que realmente desempenham o papel de blocos construtores da matéria. Nossos corpos, casas, alimentos, escrivaninhas e mesmo nosso computador são todos constituídos de incontáveis átomos. Alguns desses átomos são tão comuns na matéria que nos cerca que fazem parte do nosso cotidiano: carbono, oxigênio, enxofre, alumínio, ferro, ouro etc. Já outros são tão raros que seus nomes causam estranheza à mera menção, como disprósio, itérbio, protactínio...

Mas, o que determina a abundância de cada espécie atômica, fazendo haver menos disprósio na Terra do que ferro ou alumínio? Antes disso, o que faz com que existam diferentes espécies de átomos no Universo?

Continua...

O modelo cosmológico atualmente mais aceito pela comunidade científica admite que uma "Grande Explosão" disparou a formação do Universo. Essa formação aconteceu tanto em escala microscópica quanto macroscópica. A evolução macroscópica do Universo corresponde à formação de grandes estruturas na distribuição da matéria luminosa e da matéria escura, tais como os aglomerados e superaglomerados de galáxias. Em escala microscópica, numa época ainda mais primordial, a Grande Explosão — seguida pela expansão do Universo — levou à formação das partículas elementares, que se combinaram para formar alguns dos átomos que conhecemos, notadamente o hidrogênio, odeutério, o hélio e o lítio. Essa formação de átomos durante o início do Universo é chamada de Nucleossíntese Primordial...

Para ler o artigo na íntegra, acesse:
<http://www.comciencia.br/comciencia/?section=8&edicao=27&id=308>

2500 Anos de história

400 a.C., Grécia	Atritando âmbar em pedaços de tecido, Tales de Mileto observa o fenômeno da eletricidade. Demócrito e Leucipo concebem a primeira ideia de átomo (conceito filosófico) como menor unidade da matéria, indivisível (*a* = negação, *tomo* = divisão).
a.C.-d.C.	Nascimento de Cristo.
33 d.C.	Crucificação de Cristo.

Continua...

1733	Charles Dufay propõe a existência de dois tipos de eletricidade: vítrea e resinosa.
1750	Benjamin Franklin propõe que todo corpo tem uma quantidade "normal" de um "fluido único". Por conta disso, todo corpo seria eletricamente neutro. Atritando-se dois corpos, parte desse "fluido" pode ser transferida de um para outro. Franklin foi o primeiro a utilizar os termos *negativo* e *positivo* para a eletricidade.
1780	O anatomista italiano Galvani descobre que, quando ligadas aos terminais de uma máquina eletrostática, as pernas de uma rã morta e dissecada contraem-se fortemente.
1796	Alessandro Volta constrói o primeiro gerador químico capaz de produzir um fluxo de partículas elétricas ao longo de um fio condutor. Esse fluxo recebe (atualmente) o nome de *corrente elétrica*.
1807	John Dalton: primeiro modelo atômico – microscópicas esferas maciças e indivisíveis. O modelo atômico de Dalton não relaciona a estrutura da matéria com os fenômenos elétricos.
1850	H. Geissler, J. Hittorf e W. Crookes desenvolvem o tubo de raios catódicos.
1868	Primeiros inventos de Tomas Alva Edson. Edson desenvolve mais de uma centena de inventos, entre eles o telégrafo, o telégrafo sem fio e a lâmpada incandescente.

Continua...

1876	Graham Bell inventa o telefone.
1896	A. H. Bequerel descobre a radioatividade.
1897	J. J. Thomson, trabalhando com tubos de raios catódicos, conclui que os raios são, na verdade, fluxos de partículas eletricamente negativas denominadas elétrons. Segundo o Modelo Atômico de Thomson, o átomo seria maciço, esférico, descontínuo (estrutura não uniforme e não homogênea) e formado por um fluido de carga positiva em que os elétrons estariam dispersos (pudim de passas).
1904	Ernest Rutherford detecta a presença de partículas com carga elétrica positiva e as denomina prótons.
1911	Experimento de Rutherford do bombardeamento da lâmina de ouro, originando o modelo atômico de Rutherford: • o átomo não é maciço (apresenta mais espaço vazio que preenchido); • o núcleo (região central) concentra a maior parte da massa onde estão localizados os prótons (carga positiva); • girando ao redor do núcleo, em órbitas circulares, estão os elétrons (carga negativa), formando a eletrosfera. O modelo de Rutherford, no entanto, ainda apresenta inconsistências.

Continua...

1913	Niels Bohr insere vários postulados ao modelo de Rutherford: • os elétrons, no átomo, movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, chamadas camadas ou níveis de energia; • cada um desses níveis tem um determinado valor de energia; • elétrons devem, necessariamente, ocupar níveis de energia, não permanecendo entre eles; • um elétron passa de um nível para outro de maior energia (transição eletrônica) desde que absorva energia externa (luz visível, ultravioleta, etc.), sendo denominado elétron excitado; • a transição de retorno do elétron ao nível inicial é acompanhada da liberação de energia na forma de ondas eletromagnéticas, na forma de luz visível ou ultravioleta.
1932	James Chadwick descobre uma partícula subatômica de massa muito próxima à do próton, porém sem carga elétrica: o nêutron.
Atualmente	Utiliza-se um modelo que soma as contribuições de Rutherford e Bohr, sendo conhecido como Modelo de Rutherfod-Bohr. Outras contribuições, no entanto, existiram ainda no início do século XX.

Teste seu saber

1. No final do século XIX e início do século XX, ocorreram descobertas fantásticas em relação à natureza elétrica da matéria, às radiações eletromagnéticas e ao fenômeno da radioatividade. Essas descobertas eram incompatíveis com o modelo de Dalton: o átomo maciço e indivisível. Podemos então afirmar que o modelo de Dalton estava errado e não deve mais ser usado? Explique.

2. Em 1903, o físico alemão Philipp Eduard Anton Lenard (1862-1947), da Universidade de Heidelberg, sugeriu um modelo atômico formado por pares de cargas positivas e negativas, as quais chamou de "dinamidas". Esses pares de cargas ficariam em blocos flutuantes no espaço.

   Em 1904, Hantaro Nagaoka publicou no Japão um modelo de átomo surpreendente para a época. Nagaoka sugeriu que o átomo era constituído de um anel de elétrons ao redor de um centro muito denso; comparou o átomo com o planeta Saturno e seus respectivos anéis, que permanecem estáveis porque o planeta é bastante denso para mantê-los em suas órbitas.

   Explique o que são modelos atômicos, comente se eles possuem ou não existência física real e para que são utilizados.

3. Dalton, na sua teoria atômica, propôs entre outras hipóteses que:

   I - Os átomos são indivisíveis.

   II - Os átomos de um determinado elemento são idênticos em massa.

   À luz dos conhecimentos atuais, quais as críticas que podem ser formuladas a cada uma dessas hipóteses?

4. Analise a afirmativa a seguir, justificando sua resposta: *Átomo é uma espécie química eletricamente neutra.*

5. Considere os átomos a seguir:

   $_{20}Ca^{40}$; $_{19}K^{39}$; $_{11}Na^{23}$; $_{19}K^{40}$; $_{12}Mg^{24}$; $_{26}Fe^{56}$.

a) Quais são isótopos?
b) Quais são isóbaros?
c) Quais são isótonos?
d) Quais pertencem ao mesmo elemento químico?

6. Complete a tabela a seguir:

Elemento	Símbolo	A	Z	p	n	e
Argônio	Ar		18		22	
Califórnio	Cf	251			153	
Tungstênio	W				110	74
Escândio	Sc	43	21			

7. São dadas as seguintes informações relativas aos átomos X, Y e Z:

- **X é isóbaro de Y e isótono de Z;**
- **Y tem número atômico 56, número de massa 137 e é isótopo de Z;**
- **o número de massa de Z é 138.**

Qual é o número de elétrons de X?

8. Para cada número atômico dado a seguir, forneça a ordem crescente de energia dos elétrons, a ordem geométrica, o subnível mais energético, o último nível com o respectivo número de elétrons e indique se o átomo em questão é ou não um metal.
a) Z = 37.
b) Z = 68.
c) Z = 52.
d) Z = 97.

9. A última camada de um átomo possui distribuição $5s^2\ 5p^3$. Qual é o número atômico desse elemento?

10. Imagine um átomo hipotético de número atômico 166. Determine o conjunto de números quânticos para o elétron mais energético desse átomo.

5 A estrutura eletrônica e a tabela periódica

Durante o século XIX, várias foram as tentativas de organizar os elementos químicos. Algumas, apesar de infrutíferas, contribuíram para que uma classificação tivesse sucesso.

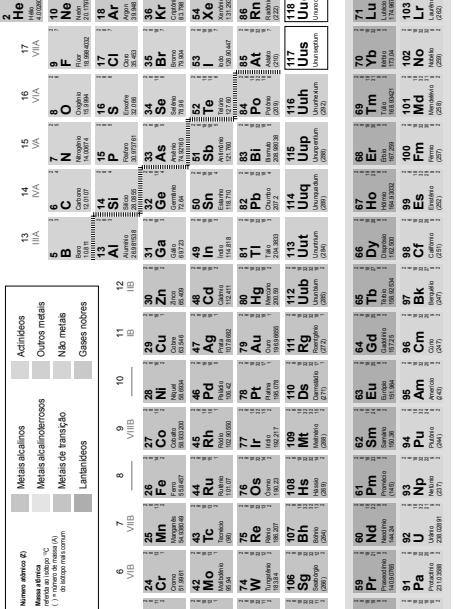
Em 1829, o químico alemão J. Döbereiner, tomando conjuntos específicos de três elementos, percebeu que havia uma relação entre suas massas atômicas — as tríades de Döbereiner —, tornando-se o primeiro cientista a estabelecer relações entre os elementos conhecidos.

Em 1862, A. Chancourtois concebeu a ideia do *parafuso telúrico*, dispondo os elementos segundo uma espiral em torno de um cilindro, em ordem crescente de suas massas atômicas. Em 1864, J. Newlands, em uma tentativa de associar Química e Música, organizou os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas, colocando-os em linhas com sete elementos por linha — Lei das Oitavas. Por trás de sua classificação, estava a ideia de periodicidade de propriedades em função das massas atômicas dos elementos.

Em 1869, o russo D. Mendeleev propôs uma classificação em ordem crescente das massas atômicas, na qual elementos com propriedades semelhantes apareciam em uma mesma coluna. Essa classificação tinha algumas vantagens sobre outras por apresentar-se criteriosa quanto à distribuição dos elementos, tanto por linha como por coluna. A classificação de Mendeleev deixava ainda espaços vazios, prevendo a descoberta de novos elementos. Segundo Mendeleev, *"as propriedades físicas e químicas dos elementos são funções periódicas de suas massas atômicas"*. Esse conceito tornou-se a base da classificação periódica moderna, elaborada pelo físico inglês Henry Moseley. Nesta, os elementos

químicos estão ordenados em função da ordem crescente dos números atômicos. O conceito de número atômico surge, no entanto, apenas a partir de 1913, com trabalhos do mesmo cientista.

Tabela Periódica dos Elementos



Sérgio A. Pereira

Tabela periódica.

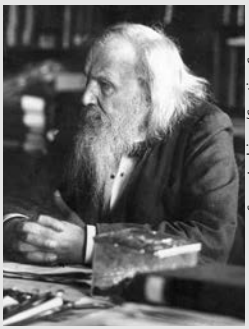
Saiba

A Tabela Periódica dos Elementos

Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), químico russo, tentou organizar os elementos químicos até então conhecidos por ordem crescente de suas massas atômicas, dispondo-os em linhas e colunas.

As colunas apresentavam elementos (cerca de sessenta na época) com propriedades semelhantes. Mendeleev listou os elementos de uma linha em ordem crescente de suas massas atômicas, iniciando uma nova linha quando as características dos elementos começavam a se repetir.

O químico publicou sua tabela no dia 6 de março de 1869, passando à frente de outros que tentavam o mesmo empreendimento, sobretudo o alemão J. Meyer (1830-1895), que estava construindo uma tabela semelhante.



Serge Lachinov/Creative Commons

Dmitri Ivanovich Mendeleev.

O grande diferencial da classificação de Mendeleev deveu-se a duas importantes decisões desse estudioso:

- deixar lacunas na tabela, baseando-se em propriedades químicas e físicas, quando parecia que o elemento correspondente ainda não tinha sido descoberto. Alguns dos espaços vazios são: eka-boro (aquele que vem depois do boro), eka-alumínio, eka-silício e o eka-césio;
- ignorar a ordem sugerida pelas massas atômicas e alternar elementos adjacentes, tais como o cobalto e o níquel, para melhor classificá-los em famílias químicas.

Em 1913, Henry G. J. Moseley mediu as frequências das linhas dos espectros de raios X de cerca de quarenta elementos em função da carga nuclear, verificando algumas

Continua...

aparentes inversões na ordem da tabela periódica. Foi o primeiro trabalho experimental que endossou as ideias de Bohr. A partir do trabalho de Moseley, surgiu o conceito de número atômico, e a classificação dos elementos sofreu uma correção pela qual foram dispostos em ordem crescente de número atômico e não mais de massa atômica.

Com o desenvolvimento das modernas teorias da mecânica quântica referentes à configuração de elétrons em um átomo, percebe-se que cada linha na tabela corresponde ao preenchimento de um nível quântico de elétrons.

Organização da tabela periódica

Períodos e famílias

As linhas da tabela periódica são designadas *períodos*. Até os dias atuais, os elementos químicos conhecidos estão distribuídos em sete períodos.

As colunas, famílias ou grupos, são em número de dezoito. Elementos de uma mesma família apresentam propriedades químicas semelhantes. Algumas famílias possuem nomes particulares, a saber:

Grupo	Família	Nome
1	1A	Metais Alcalinos
2	2A	Metais Alcalinoterrosos
13	3A	Família do Boro
14	4A	Família do Carbono
15	5A	Família do Nitrogênio
16	6A	Calcogênios
17	7A	Halogênios
18	0 ou 8A	Gases Nobres

Observações:

O hidrogênio não pertence a nenhuma família, embora comumente esteja colocado no grupo 1 da tabela periódica.

As designações 1A, 2A, 3A, ... , 1B, 2B, 3B etc., a partir de 1990, são desaconselhadas pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (da sigla em inglês "IUPAC"). Deve-se dar preferência à designação puramente numérica: 1, 2, 3, ..., 16, 17 e 18.

Família 1A (metais alcalinos) – os elementos deste grupo reagem com água para produzir hidrogênio e soluções alcalinas. Em razão dessa reatividade, são encontrados na natureza formando substâncias compostas, nunca substâncias simples. As substâncias simples desses elementos, em regra, são sólidas em condições ambientes.

Saiba

Um pouco de normatização

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), criada em março de 1919 em Genebra, na Suíça, é uma organização não governamental dedicada ao avanço da Química.

A IUPAC tem como membros as sociedades nacionais de química. É a autoridade reconhecida no desenvolvimento de padrões para a denominação dos compostos químicos, mediante o seu Comitê Interdivisional de Nomenclatura e Símbolos. A instituição é vinculada ao Conselho Internacional para a Ciência (ICSU).

Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Uni%C3%A3o_Internacional_de_Qu%C3%ADmica_Pura_e_Aplicada

Família 2A (metais alcalinoterrosos) – possuem propriedades comuns com o grupo 1A, mas as reações são menos rigorosas. São encontrados na composição de rochas como o calcário e o basalto.

Família 3A (família do Boro) – nesta família, o elemento de maior importância é o alumínio (Al), metal mais abundante da crosta terrestre.

Família 4A (família do Carbono) – nesta família, os principais elementos são o carbono (C), fundamental elemento na estruturação dos compostos orgânicos, o silício (Si), a base de muitos minerais como a argila e o quartzo, o estanho (Sn) e o chumbo (Pb), conhecidos há séculos por serem facilmente obtidos a partir de seus minérios.

Família 5A (família do Nitrogênio) – seus dois primeiros elementos, o nitrogênio (N) e o fósforo (P) estão relacionados, entre outras coisas, a substâncias biologicamente importantes. O fósforo, por exemplo, é um constituinte de ossos e dentes, já o nitrogênio é fundamental para o equilíbrio energético na natureza e a manutenção da riqueza do solo em nutrientes.

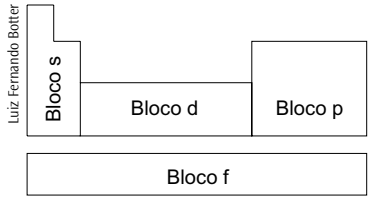
Família 6A (Calogênios) – tem no oxigênio o representante mais importante. O gás oxigênio (O_2) constitui 20% da atmosfera terrestre.

Família 7A (Halogênios) – são os *halogênios*, termo que significa "formadores de sal". Estão entre os elementos mais reativos. As substâncias simples desses compostos reagem com muitos outros metais e combinam-se violentamente com os metais alcalinos para formar sais.

Família 0 ou 8A (Gases Nobres) – os gases nobres são os elementos menos reativos. Nenhum deles é abundante na Terra nem na atmosfera terrestre e, por conta disso, não foram descobertos até o final do século XIX. O hélio, segundo elemento mais abundante no Universo, foi detectado no sol em 1868, através da análise do espectro solar. Não foi encontrado na Terra até 1895. Antes de 1962, ano em que um composto de xenônio foi preparado pela primeira vez, acreditava-se que nenhum desses elementos se combinaria quimicamente, daí o termo *gases nobres*.

Elementos representativos e de transição

A tabela periódica possui dezoito colunas. Nas colunas 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 — as colunas A da tabela — estão situados os elementos representativos, que se caracterizam por possuir distribuição eletrônica terminada em subnível *s* ou *p*.



Divisões da tabela periódica.

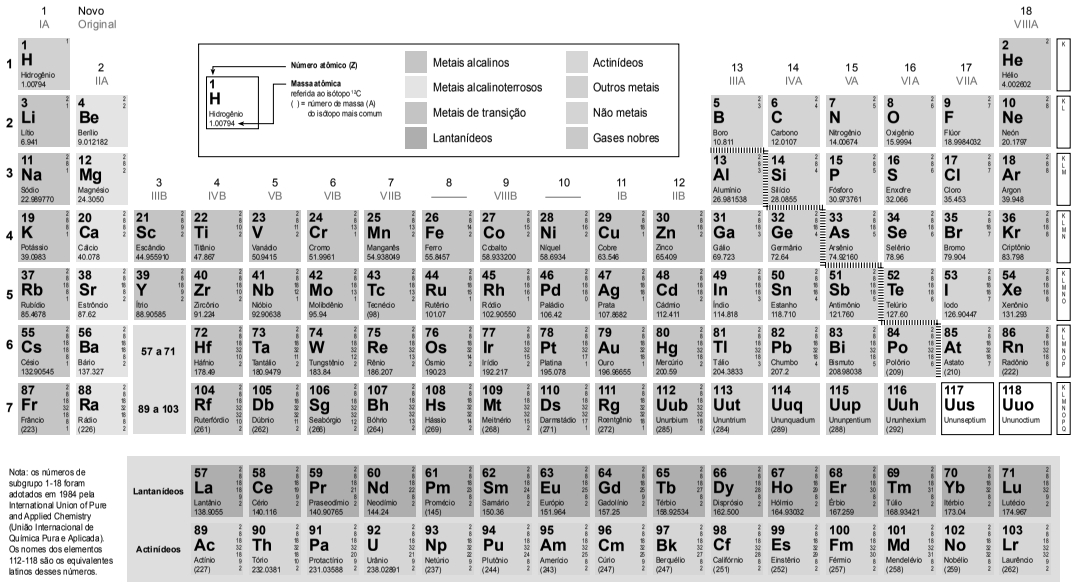
Nas colunas B, numeradas de 3 a 12, temos os elementos de transição, os quais se caracterizam por possuir distribuição eletrônica terminada em subnível *d* ou *f*.

Praticamente todos os elementos de transição possuem uso comercial. Alguns desempenham funções biológicas, como o ferro, elemento central na química da hemoglobina, sendo também o quarto elemento mais abundante na crosta terrestre e o elemento de transição mais frequentemente encontrado.

Em particular, na coluna 3B, sexto período da tabela periódica, os elementos de número atômico 57 a 71 constituem o que se denomina série dos *lantanídeos*, elementos de transição interna. Na mesma coluna, porém no sétimo período, está a série dos *actinídeos*, elementos de número atômico 89 a 103, também elementos de transição interna.

Metais, semimetais e ametais

Comumente, a palavra *metal* é aplicada para designar substâncias normalmente sólidas à temperatura ambiente, como o aço, o bronze, o latão, o ferro, o alumínio etc. Tal



Nota: os números de subgrupo 1–18 foram adotados em 1984 pela International Union of Pure and Applied Chemistry (União Internacional de Química Pura e Aplicada). Os nomes dos elementos 112-118 são os equivalentes latinos desses números.

Massas atômicas entre parênteses são aquelas do isótopo mais estável ou comum.

Tabela periódica.

palavra, que neste contexto representa o que se denomina liga metálica, não deve ser confundida com o conceito químico de *metal*, embora as duas coisas estejam de algum modo relacionadas.

O termo *metal* refere-se a uma característica dos elementos que tendem a doar elétrons. Em regra, os metais possuem um, dois ou três elétrons na última camada, denominada *camada de valência*.

O termo *ametal* (não metal) refere-se a uma característica dos elementos que tendem a capturar elétrons. Normalmente, os ametais possuem quatro ou mais elétrons na camada de valência.

Os semimetais apresentam propriedades tanto de metais como de ametais, seja nas propriedades químicas ou nas físicas. São eles: boro (B), silício (Si), germânio (Ge), arsênio (As), antimônio (Sb), telúrio (Te) e polônio (Po). A IUPAC desaconselha o uso dessa terminologia.

Propriedades periódicas

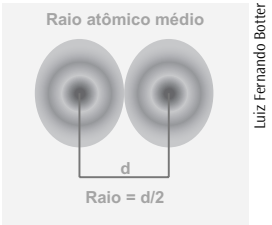
Os elementos químicos estão dispostos em famílias em função da semelhança que apresentam em relação a algumas propriedades. Dessa ordenação verifica-se um comportamento que se repete regularmente para tais propriedades, denominadas *periódicas*. Na verdade, essas propriedades estão relacionadas à forma como as eletrosferas dos átomos estão organizadas.

Raio atômico: é a distância entre o núcleo do átomo e o elétron mais externo.

Uma vez que o átomo não é um sistema rígido, é impossível calcular o seu raio atômico exato. O que se calcula é o seu raio atômico médio.

Devido à dificuldade em obter-se o raio de átomos isolados, determina-se (através de raio X) a distância entre os núcleos de dois átomos vizinhos. O raio atômico é definido

como metade dessa distância. Se o elemento em questão é um metal, o raio é metade da distância entre dois átomos vizinhos em uma amostra sólida. Processo análogo se usa para determinar o *raio de van der Waals*, no caso dos gases nobres. Se o elemento é um não metal ou um semimetal, utiliza-se a distância entre dois núcleos unidos por uma ligação química.



Raio atômico.

Numa determinada família, o raio atômico aumenta conforme cresce o número de camadas preenchidas. Num mesmo período, o raio diminui com o aumento do número atômico, devido a atração núcleo-eletrosfera ser maior.

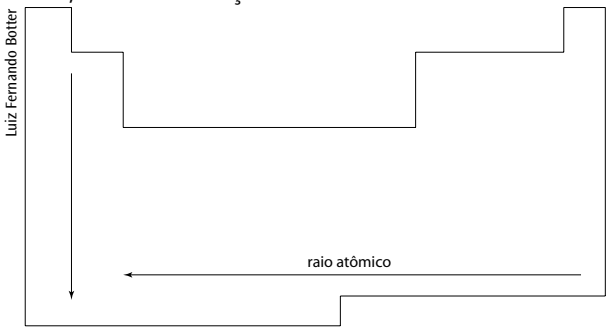


Tabela periódica com direção de raio atômico.

Raio iônico: é a contribuição de um elemento em referência à distância entre um íon seu e o seu vizinho. A distância entre um cátion e um ânion, medida centro a centro, é a soma dos dois raios iônicos.

Os raios iônicos, em geral, crescem com o aumento do número de camadas ocupadas, e, em um período, decrescem com o aumento do número atômico. Os cátions são menores e os ânions são maiores do que os seus respectivos átomos originais.

Energia de ionização (EI): é a mínima energia necessária para se retirar um elétron de um átomo que se encontra isolado no estado gasoso.

$$X_{(g)} + \text{energia} \longrightarrow X^{+}_{(g)} + 1 \text{ elétron}$$

A energia de ionização está relacionada ao tamanho do átomo; portanto, é relativamente alta para átomos pequenos, e baixa para átomos grandes. Dessa forma, numa mesma família, a energia de ionização diminui à medida que o número atômico aumenta, e, em um período, a energia de ionização cresce à medida que o número atômico aumenta.

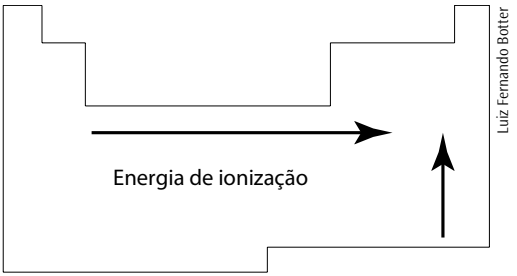


Tabela periódica com direção de energia de ionização.

Afinidade eletrônica (AE) *ou eletroafinidade*: é a energia liberada quando um átomo que se encontra isolado no estado gasoso recebe um elétron.

$$X_{(g)} + 1 \text{ elétron} \longrightarrow X^{-}_{(g)} + \text{energia}$$

A afinidade eletrônica também está relacionada ao tamanho do átomo, sendo, pois, relativamente alta para átomos

pequenos, e baixa para átomos grandes. Assim, numa família, a afinidade eletrônica diminui à medida que o número atômico aumenta, e, em um mesmo período, a afinidade eletrônica aumenta à medida que o número atômico aumenta. Esta propriedade, no entanto, não se aplica aos gases nobres.

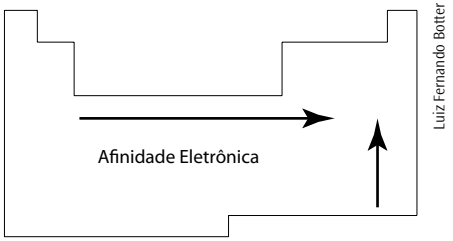


Tabela periódica com direção de afinidade eletrônica.

Eletronegatividade: é a medida da tendência que um átomo tem em capturar elétrons.

A eletronegatividade também está relacionada ao tamanho do átomo, sendo, pois, relativamente alta para átomos pequenos, e baixa para átomos grandes. Assim, numa família, a eletronegatividade diminui à medida que o número atômico aumenta, e, em um período, a eletronegatividade cresce à medida que o número atômico aumenta. Esta propriedade não se aplica aos gases nobres.

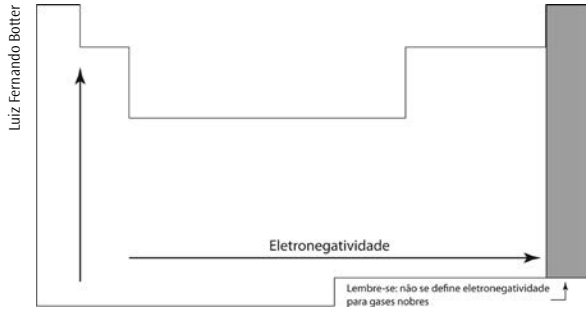


Tabela periódica com direção de eletronegatividade.

Periodicidade das propriedades físicas dos elementos

Densidade

Em uma família, a densidade aumenta à medida que o número atômico aumenta e, em um período, a densidade aumenta da extremidade para o centro.

Volume atômico

É o volume ocupado por $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de um elemento no estado sólido. Em uma família, o volume atômico cresce à medida que o número atômico aumenta, e, em um período, o volume atômico aumenta do centro para a extremidade.

Ponto de fusão e ponto de ebulição

À exceção dos metais alcalinos e alcalinoterrosos, em uma família, os pontos de fusão e os pontos de ebulição são elevados à medida que o número atômico aumenta. Em um período, essas variáveis aumentam da extremidade para o centro.

Teste seu saber

1. (Efei-MG) As propriedades dos elementos são funções periódicas de seu(sua):

a) massa atômica.
b) diâmetro atômico.
c) raios atômico e iônico.
d) número atômico.
e) número de oxidação.

2. (UFPR) Os elementos representados pelas configurações eletrônicas I, II, III e IV pertencem, respectivamente, aos grupos da tabela periódica:

I. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$.
II. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$.
III. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$.
IV. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$.

a) 1A, 1B, 7A, 3B.
b) 1A, 1A, 7A, 5A.
c) 1A, 1B, 5A, 3B.
d) 1A, 1B, 5A, 2A.
e) 1A, 1A, 7A, 3A.

3. (Unimep) Nos metais de transição interna, o elétron de diferenciação (o mais energético) se localiza no:
a) subnível *s*, da última camada.
b) subnível *p*, da penúltima camada.
c) subnível *f*, da antepenúltima camada.
d) subnível *d*, da antepenúltima camada.
e) subnível *g*, da penúltima camada.

4. (Uneb) Um átomo apresenta normalmente 2 elétrons na primeira camada, 8 elétrons na segunda, 18 elétrons na terceira camada e 7 na quarta camada. A família e o período em que se encontra esse elemento são, respectivamente:
a) família dos halogênios e sétimo período.
b) família do carbono e quarto período.
c) família dos halogênios e quarto período.
d) família dos calcogênios e quarto período.

5. (PUC-PR) O subnível mais energético do átomo de um elemento químico no estado fundamental é $5p^4$. Portanto, seu número atômico e sua posição na tabela periódica serão:
a) 40, 5A, quarto período.
b) 34, 4A, quarto período.
c) 52, 6A, quinto período.
d) 56, 6A, quinto período.
e) 55, 5A, quinto período.

6. (Ufac) O número atômico do elemento que se encontra no terceiro período, família 3A é:
a) 10. b) 12. c) 23. d) 13. e) 31.

7. (PUC-PR) Para melhorar a tenacidade, a resistência à corrosão e também a resistência mecânica, costuma-se colocar vanádio como constituinte do aço. O vanádio (Z = 23) é um metal de transição, pois:

a) é gasoso à temperatura e pressão ambientes.

b) sua camada de valência pode ser representada por $ns^2\ np^3$.

c) apresenta o elétron mais energético no subnível *d*.

d) apresenta grande afinidade eletrônica.

e) na classificação periódica, situa-se no terceiro período.

8. (Udesc) Os três elementos X, Y e Z têm as seguintes estruturas eletrônicas no estado fundamental:

X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$.

Y: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.

Z: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$.

Respectivamente, esses elementos, são:

a) elemento de transição, gás nobre, elemento representativo.

b) elemento de transição, elemento representativo, gás nobre.

c) elemento representativo, gás nobre, elemento de transição.

d) elemento representativo, elemento de transição, gás nobre.

e) gás nobre, elemento de transição, elemento representativo.

9. (PUC-SP) Responda à questão com base na análise das afirmativas a seguir.

I. Em um mesmo período, os elementos apresentam o mesmo número de níveis.

II. Os elementos do grupo 2 (2A) apresentam, na última camada, a configuração geral ns^2.

III. Quando o subnível mais energético é do tipo s ou p, o elemento é de transição.

IV. Em um mesmo grupo, os elementos apresentam o mesmo número de camadas.

Conclui-se que, com relação à estrutura da classificação periódica dos elementos, estão corretas as afirmativas:

a) I e II.

b) I e III.

c) II e III.

d) II e IV.
e) III e IV.

10. (Mack) Relativamente aos elementos A, B, C e D da tabela a seguir, é correto afirmar que:

elementos	camadas de valência
A	$4s^2\ 4p^2$
B	$4s^2\ 4p^5$
C	$1s^1$
D	$2s^2$

a) A e B pertencem à mesma família da tabela periódica.
b) C é metal alcalinoterroso.
c) A pertence à família dos calcogênios.
d) B é um halogênio.
e) D tem número atômico igual a 12.

11. (Uece) Dados os elementos:

G: $1s^2$.J: $1s^2\ 2s^1$.
L: $1s^2\ 2s^2$.
M: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$.

Apresentam propriedades semelhantes:
a) G e L, pois são gases nobres.
b) G e M, pois têm dois elétrons no subnível mais energético.
c) J e G, pois são metais alcalinos.
vd) L e M, pois são metais alcalinoterrosos.
e) J e L, pois são metais de transição.

12. (Vunesp) Os elementos I, II e III têm as seguintes configurações eletrônicas em suas camadas de valência:

I. $3s^2\ 3p^3$.
II. $4s^2\ 4p^5$.
III. $3s^2$.

Com base nessas informações, assinale a afirmação **errada**.
a) O elemento I é um não metal.
b) O elemento II é um halogênio.
c) O elemento III é um metal alcalinoterroso.
d) Os elementos I e III pertencem ao terceiro período da tabela periódica.
e) Os três elementos pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.

13. (Acafe) Um elemento químico da família dos halogênios apresenta 4 níveis de energia na sua configuração eletrônica. O número atômico desse elemento é:

a) 25. b) 35. c) 45. d) 30. e) 40.

14. (UFRGS) Sobre o elemento químico hidrogênio são feitas as seguintes afirmações:

I. Apresenta um elétron na camada de valência, sendo, portanto, um metal alcalino.

II. Ao ganhar um elétron, adquire configuração eletrônica semelhante à do gás nobre hélio.

III. Os átomos do isótopo mais abundante não apresentam nêutrons em seu núcleo.

Quais são corretas?

a) Apenas II.
b) Apenas I e II.
c) Apenas I e III.
d) Apenas II e III.
e) I, II e III.

15. (PUC-Campinas) Os átomos isóbaros X e Y pertencem às famílias dos metais alcalinos e alcalinoterrosos do mesmo período da classificação periódica. Sabendo-se que X é formado por 37 prótons e 51 nêutrons, pode-se afirmar que os números atômicos e de massa de Y são respectivamente:

a) 36 e 87.
b) 38 e 88.
c) 37 e 87.
d) 39 e 88.
e) 38 e 87.

16. Um íon de carga (–1) tem configuração $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. O átomo neutro correspondente a este íon pertence a um elemento:

a) alcalino, do quarto período.
b) halogênio, do segundo período.
c) gás nobre, do segundo período.
d) alcalinoterroso, do terceiro período.
e) de transição, do quinto período.

17. Considerando os elementos X (Z = 17) e Y (Z = 12), podemos afirmar que:

a) X é metal, e Y é ametal.
b) X e Y são metais.
c) X é ametal, e Y é metal.
d) X e Y são ametais.
e) X e Y são semimetais.

18. Assinale a alternativa que indica corretamente a ordem crescente dos raios atômicos:

a) Cs < Rb < K < Na < Li.
b) Cs < Li < Rb < Na < K.
c) K < Rb < Na < Cs < Li.
d) Li < Cs < Na < Rb < K.
e) Li < Na < K < Rb < Cs.

19. Considerando um grupo ou família na tabela periódica, podemos afirmar que o raio atômico:

a) eleva-se conforme cresce o número atômico, devido ao aumento do número de camadas.
b) eleva-se à medida que aumenta o número de elétrons no nível L.
c) não sofre influência da variação do número atômico.
d) diminui à medida que cresce o número atômico, devido ao aumento da força de atração do núcleo.
e) diminui conforme cresce o número atômico, devido ao aumento do número de elétrons.

20. (UFSM-RS) Sabendo-se que o íon genericamente representado por X^{2+} tem 18 elétrons, classifique os itens como verdadeiros ou falsos.

• O último elétron da distribuição eletrônica do íon está no nível energético número 3.
• O nível de valência do elemento X é o terceiro.
• O raio atômico de X^{2+} é maior que o raio atômico de elemento X.
• Os subníveis *p* do íon X^{2+} estão totalmente preenchidos.

A sequência correta é:

a) V – F – F – V.
b) F – V – F – V.
c) V – F – V – F.

d) F – V – V – F.
e) V – F – V – V.

21. **(Unesp) Os elementos X, Y e Z apresentam a seguinte configuração eletrônica:**

X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

Y: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

Z: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

Assinale a alternativa correta:
a) Z é halogênio.
b) X forma cátions de carga +2.
c) Y possui maior eletronegatividade do que Z.
d) X possui energia de ionização maior que Z.
e) Y pertence ao grupo 14 da tabela periódica.

6 Ligações químicas

Desde o século XIX, a comunidade científica sabe que a maioria dos átomos não se apresenta isolada na natureza.

Apenas seis são os elementos químicos que existem naturalmente na forma atômica, os gases nobres. Esses elementos apresentam uma distribuição eletrônica característica que lhes confere estabilidade.

As teorias atuais acerca de ligações químicas são baseadas nos trabalhos de G. N. Lewis, que, em 1916, propôs uma teoria para explicar a ligação entre os átomos — o modelo do octeto, idealizado com base na estabilidade eletrônica atribuída aos gases nobres.

Configuração eletrônica dos gases nobres

Ordem geométrica	camada de valência	quantidade de elétrons
$_{2}He$ $1s^2$	K	2
$_{10}Ne$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	L	8
$_{18}Ar$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	M	8
$_{36}Kr$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$	N	8
$_{54}Xe$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$	O	8
$_{86}Rn$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^6$	P	8

"Os átomos envolvidos em uma ligação química se unem de modo a adquirir a configuração eletrônica do gás nobre mais próximo."

Uma ligação química entre dois átomos se forma quando o arranjo resultante de seus núcleos e elétrons tem menos energia que a energia total dos átomos quando separados. Essa alteração no conteúdo energético está relacionada à mudança de posicionamento dos elétrons de valência.

Se o abaixamento de energia pode ser obtido por transferência de elétron(s) de um átomo para outro, tem-se uma ligação iônica. Se a diminuição de energia se verifica pelo compartilhamento de par(es) de elétrons, surge uma ligação covalente. Há ainda uma terceira possibilidade, não explicada pelo modelo do octeto, a ligação metálica.

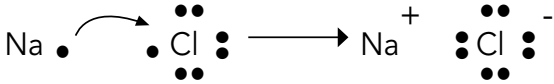
Ligação iônica

Um átomo com grande tendência a capturar elétrons — um não metal — interage com um átomo com tendência a perder elétrons — um metal. Essa transferência de elétrons do metal para o não metal faz surgir dois íons de cargas opostas e, como consequência, uma forte atração eletrostática se estabelece entre eles.

A energia necessária para a formação da ligação iônica é fornecida, em grande parte, pela interação eletrostática entre o cátion e o ânion. Somente os elementos metálicos possuem energias de ionização suficientemente baixas para que a formação dos cátions seja energeticamente favorável. É por isso que a ligação iônica é uma associação entre um metal e um não metal.

Os cátions e ânions, aos milhares, formam um arranjo regular tridimensional no qual um íon é envolvido por seu oposto, em uma estrutura denominada retículo cristalino.

Os compostos iônicos são sólidos quando puros, em condições ambientes de temperatura e pressão. Possuem altos pontos de fusão e de ebulição e são quebradiços. Em solução aquosa, por sofrerem dissociação, são capazes de conduzir corrente elétrica.



Características de compostos iônicos

São sólidos quando puros nas condições ambientes de pressão e temperatura.

Quando fundidos ou em solução aquosa, são bons condutores de corrente elétrica

Importante

Quando um átomo ganha ou perde elétrons, ele se transforma em um íon.

Íon positivo ↔ cátion

Íon negativo ↔ ânion

Valência

Também chamada poder de combinação do átomo, indica o número de ligações que um átomo deve fazer para atingir a estabilidade.

Ligação covalente

Os não metais são átomos que não formam cátions, pois possuem uma grande tendência de capturar elétrons, não de perdê-los. Os elementos não metálicos compartilham elétrons para formar ligações covalentes entre si, obedecendo à Regra do Octeto. Os elétrons compartilhados interagem com os dois núcleos através de forças eletrostáticas.

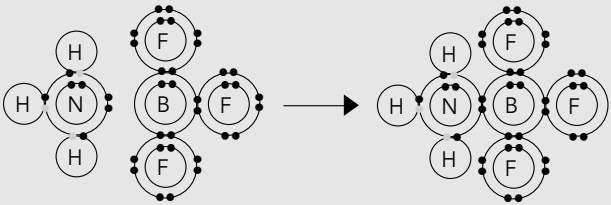
Normalmente, cada átomo contribui com um elétron para a formação do par eletrônico a ser compartilhado — a ligação covalente comum. Entretanto, pode ocorrer uma ligação na qual ambos os elétrons sejam originários do mesmo átomo. Nesse caso, dizemos tratar-se de uma ligação covalente coordenada ou ligação dativa.

A um grupo discreto formado por átomos unidos por ligações covalentes dá-se o nome de molécula, e os compostos são ditos compostos moleculares. Os compostos moleculares apresentam baixos pontos de fusão e de ebulição e não conduzem corrente elétrica nos estados líquido ou sólido. O estado físico de um composto molecular em condições ambientes pode ser sólido, líquido ou gasoso.

Exemplo:

Ligação covalente coordenada (dativa)

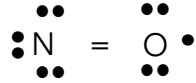
Este tipo de ligação ocorre quando ambos os elétrons a serem compartilhados provêm de um mesmo átomo.



NH_3BF_3

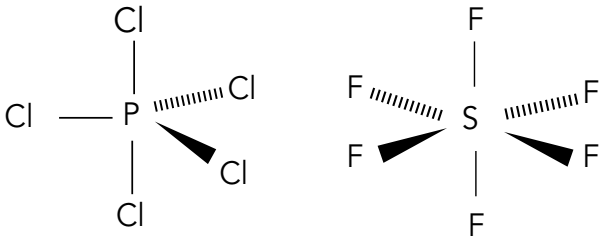
Exceções à regra do octeto

Algumas espécies possuem número ímpar de elétrons de valência. Como exemplo, podemos citar o NO, o NO_2 e o ClO_2. Essas espécies, que possuem um elétron desemparelhado, são comumente denominadas radicais.

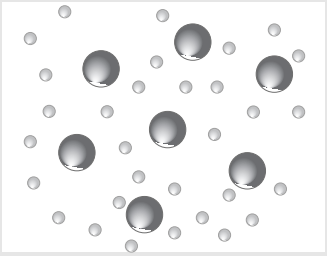


Berílio e boro aparecem em algumas moléculas com o octeto incompleto. Esses dois elementos promovem ligações covalentes. O berílio promove duas ligações covalentes, por exemplo, em compostos com flúor, BeF_2. O boro promove três ligações covalentes.

Alguns compostos de enxofre e fósforo podem aparecer com mais de oito elétrons na camada de valência — octeto expandido. Como exemplo, podemos citar o PCl_5 e o SF_6. O octeto expandido é possível quando o elemento central de uma molécula possui orbitais vazios. O elemento em questão pode, assim, acomodar 10, 12 ou mais elétrons na camada de valência. Outro fator importante para a expansão do octeto é o tamanho do átomo, que deve ser suficientemente grande para acomodar todos os demais átomos em seu entorno. Somente não metais do terceiro período e períodos acima podem ter o octeto expandido.



Ligação metálica


Luiz Fernando Botter

Ligação metálica.

A essência da ligação metálica reside na associação entre elementos metálicos. Não é uma associação que respeita o modelo do octeto. Os átomos metálicos promovem, a partir de seus elétrons de valência, a formação de uma "nuvem eletrônica" que se dispersa no meio material entre os núcleos atômicos.

Como consequência desse tipo de ligação, os metais ou as ligas metálicas possuem uma série de propriedades características que se refletem macroscopicamente: brilho, condutividade térmica e elétrica elevadas, alta densidade, pontos de fusão e de ebulição elevados, resistência à tração, maleabilidade (propriedade que os metais possuem de se deixarem conformar em chapas e lâminas) e ductilidade (propriedade que os metais apresentam de se deixarem transformar em fios).

Corrigindo o modelo iônico: polarizabilidade

Todas as ligações iônicas possuem algum caráter covalente. As cargas positivas dos cátions são capazes de atrair os elétrons dos ânions, distorcendo a nuvem eletrônica destes em direção àqueles. A ligação iônica adquire maior caráter covalente quanto maior for essa distorção.

Átomos e íons que prontamente sofrem uma grande distorção são muito polarizáveis. Cátions pequenos e altamente

carregados (como o Al^{3+}) são muito polarizantes. Ânions grandes e ricos em elétrons (como o I^-) são altamente polarizáveis.

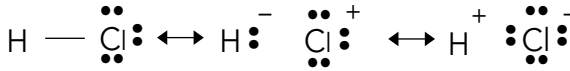
Compostos constituídos de cátions altamente polarizantes e ânions altamente polarizáveis têm um caráter covalente significativo em suas ligações.

Corrigindo o modelo covalente

Todas as ligações são híbridos de ressonância de estruturas puramente covalentes e iônicas. Em uma molécula como o HCl, por exemplo, composta de diferentes elementos, o par de elétrons compartilhado está deslocado em favor do átomo de cloro em função de sua maior eletronegatividade (e também afinidade eletrônica). Como resultado, há o surgimento de uma pequena carga negativa residual (denominada carga parcial ou carga aparente) no átomo de Cl, e uma pequena carga positiva residual no átomo de H.

Uma ligação na qual contribuições iônicas para a ressonância resulta em cargas parciais é denominada ligação covalente polar. Todas as ligações entre átomos de diferentes elementos são polares em alguma extensão.

Vejamos a representação dos híbridos de ressonância do HCl:



I II III

Em (I) temos a estrutura covalente. Em (II) há uma possível estrutura que contribui muito pouco para o composto, já que o Cl é mais eletronegativo que o H. Em (III) temos uma contribuição mais significativa e razoável que em (II).

A estrutura do HCl pode ser assim representada:

Saiba

Observação

Não existe um limite ou linha divisória clara entre ligações iônicas e covalentes. Há, entretanto, uma regra prática que estabelece que, se a diferença de eletronegatividade entre dois elementos for maior que 1,7, a ligação em questão possui um caráter predominantemente iônico. Para diferenças menores que 1,7, a ligação possui caráter predominantemente covalente.

Teste seu saber

1. **(FAEE-GO) Um elemento X, cujo número atômico é 12, combina-se com um elemento Y, situado na família 5A da tabela periódica e resulta num composto iônico cuja fórmula provável será:**

a) XY.
b) XY_2.
c) X_2Y.
d) X_2Y_3.
e) X_3Y_2.

2. **Com referência à molécula H_2S, forneça:**

a) a distribuição eletrônica fundamental de cada elemento (H = 1; S = 16);
b) a fórmula eletrônica correspondente.

3. **(UFRGS) Ao se compararem os íons K^+ e Br^- com os respectivos átomos neutros de que se originaram, podemos verificar que:**

a) houve manutenção da carga nuclear de ambos os íons.
b) o número de elétrons permanece inalterado.
c) o número de prótons sofreu alteração em sua quantidade.
d) ambos os íons são provenientes de átomos que perderam elétrons.
e) o cátion originou-se do átomo neutro a partir do recebimento de elétrons.

4. **(UCS-RS) Em um determinado tipo de ligação química, ocorre a formação de íons devido à perda ou ao ganho de elétrons pelos**

átomos. Supondo-se uma ligação que dê origem aos íons Na^{1+} e F^{-1}, é correto afirmar que:

Dados: $_{11}Na^{23}$ e $_{9}F^{19}$.

a) o íon F^{-1} tem massa maior que o íon Na^{+}.
b) os íons têm distribuição eletrônica igual.
c) os íons têm números atômicos iguais.
d) os íons têm massa atômica igual.
e) os íons são isótopos.

5. **(Covest) Um composto iônico é geralmente formado a partir de elementos que possuem:**

a) energias de ionização muito distintas entre si.
b) elevadas energias de ionização.
c) raios atômicos semelhantes.
d) elevadas afinidades eletrônicas.
e) massas atômicas elevadas.

6. **Uma substância iônica foi representada pela fórmula X_2Y. Sendo assim, na tabela periódica, é possível que X e Y se localizem, respectivamente, nas colunas:**

a) 1A e 2A.
b) 1A e 6A.
c) 2A e 1A.
d) 2A e 5A.
e) 2A e 7A.

7. **(Ufersa-RN) Um elemento representativo Y, importante para o metabolismo das plantas, forma compostos iônicos do tipo XY, onde X é um metal alcalinoterroso. Sabendo que Y possui o menor raio atômico em seu grupo da tabela periódica, podemos afirmar que se trata do elemento:**

a) potássio.
b) oxigênio.
c) nitrogênio.
d) fósforo.
e) flúor.

8. **(Ufes) Para cada um dos seguintes pares de elementos químicos, escreva a fórmula que constitui o composto iônico resultante.**

a) Li e O.
b) Ca e S.
c) Mg e Br.
d) Ba e H.

9. **(Fuvest) Dois metais distintos, designados X e Y, reagem com o cloro formando os compostos iônicos XCl e YCl. Os íons dos elementos X e Y devem, portanto, possuir igual:**
a) raio iônico.
b) carga elétrica.
c) número de prótons.
d) energia de ionização.
e) número de elétrons.

10. **(Unimep-SP) Um elemento A, com número de massa 27 e 14 nêutrons, combina-se com um elemento B que apresenta número de massa 32 e 16 nêutrons. O tipo de ligação e a fórmula resultante serão, respectivamente:**
a) covalente, AB.
b) iônica, A_2B_3.
c) covalente, A_2B.
d) iônica, A_3B_2.
e) covalente, A_2B_3.

11. **(Unesp) Qual a fórmula do composto formado pelos elementos $_{20}Ca^{40}$ e $_{17}Cl^{35}$ e qual o tipo de ligação envolvida?**
a) CaCl, iônica.
b) CaCl, covalente.
c) $CaCl_2$, iônica.
d) $CaCl_2$, covalente.
e) Ca_2Cl, iônica.

12. **(Furg-RS) A água, o sal de cozinha e o butano (principal componente do gás de cozinha) são substâncias químicas que utilizamos diariamente para o preparo de alimentos. Esses compostos têm suas estruturas constituídas, respectivamente, por ligações do tipo:**
a) iônicas, iônicas e covalentes.
b) covalentes, covalentes e iônicas.
c) covalentes, covalentes e covalentes.
d) iônicas, iônicas e iônicas.
e) covalentes, iônicas e covalentes.

13. **(PUC-SP) Considere os seguintes elementos químicos e suas localizações na tabela periódica.**

A: família 1A;
B: família 5A;
C: família 6A;
D: família 7A.

Qual é a fórmula representativa de uma possível substância formada por dois dos elementos citados e cuja fórmula molecular apresenta três ligações covalentes?

a) AB_3.
b) A_2B.
c) B_3C.
d) AD.
e) BD_3.

14. **(Mack) Dentre os compostos a seguir, indique qual deles apresenta apenas ligações covalentes comuns:**

a) SO_3.
b) NaCl.
c) NH_3.
d) O_3.
e) H_2SO_4.

15. **(PUC-SP) Qual das seguintes séries contém todos os compostos covalentes, cuja estabilização ocorre sem que atinjam o octeto?**

a) $BeCl_2$, BF_3, H_3BO_3, PCl_5.
b) CO, NH_3, HClO, H_2SO_3.
c) CO_2, NH_4OH, $HClO_2$, H_2SO_4.
d) $HClO_3$, HNO_3, H_2CO_3, SO_2.
e) HCl, HNO_3, HCN, SO_3.

16. **(UFRN) Na ligação metálica, os átomos dos metais estão ligados devido à:**

a) fraca força de atração entre os elementos.
b) formação de pares de elétrons.
c) atração elétrica entre cátions e ânions.
d) formação de cátions e ânions.
e) atração elétrica entre cátions e elétrons.

7 Compostos covalentes – Geometria e polaridade das moléculas

Geometria molecular: modelo VSEPR

A geometria espacial de uma molécula é definida pela distribuição espacial de seus núcleos atômicos constituintes. A análise geométrica é feita com base no *modelo de repulsão por pares de elétrons da camada de valência* (VSEPR). Esse modelo se baseia nas estruturas de Lewis e no fato de que regiões de alta concentração eletrônica — entenda-se pares de elétrons, compartilhados ou não — repelem-se. Portanto, posicionam-se tão longe quanto possível uns do outros no espaço físico em torno de um núcleo atômico, como forma de minimizar os efeitos de repulsão.

Desse modo, deve-se observar *sítios de elétrons* existentes em torno do átomo central. Um "sítio de elétrons" deve ser entendido como:

a) uma ligação covalente, seja ela simples, dupla, tripla ou dativa;

b) um par de elétrons não compartilhado.

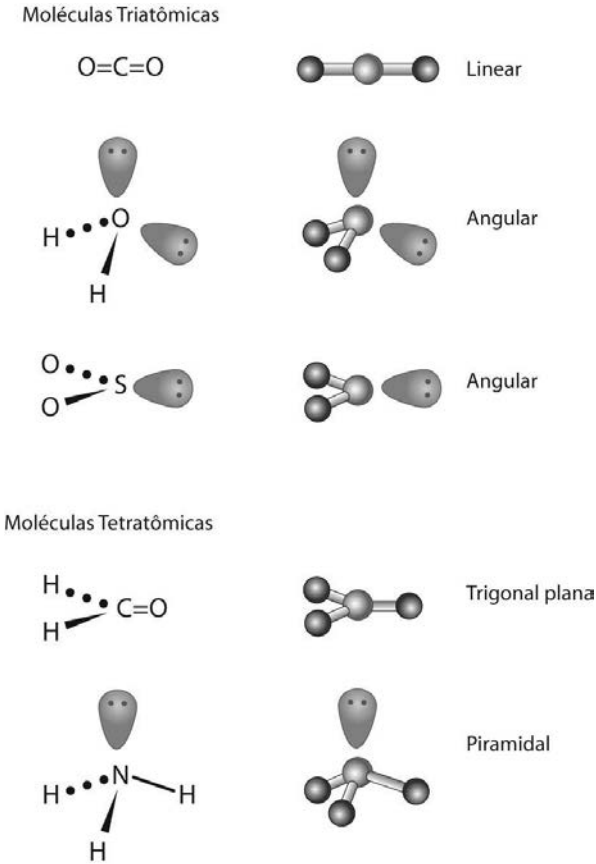
Esses sítios de elétrons devem estar situados em torno do núcleo atômico segundo um ângulo de forma a se manterem o mais afastados possível. A posição relativa dos núcleos atômicos definirá, então, a geometria da molécula.

A tabela a seguir apresenta os casos mais frequentes.

Molécula	Número de átomos	Geometria [nº de sítios]
Diatômica	2	Linear
Triatômica	3	Linear [2] ou angular [3]
Tetratômica	4	Trigonal plana [3] ou piramidal [4]
Pentatômica	5	Tetraédrica [4]

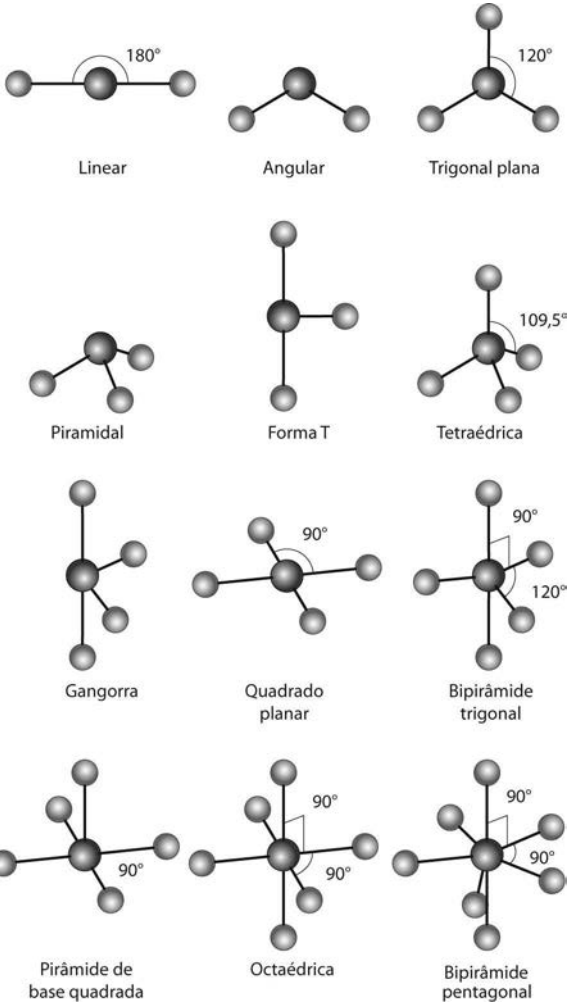
Observe nas representações a seguir que a diferença entre as estruturas triatômicas angular e linear reside na presença ou não de par(es) de elétron(s) não compartilhado(s) em torno do elemento central. A mesma análise se aplica para diferenciar uma estrutura piramidal de uma trigonal plana.

Júlio Dian



Moléculas triatômicas e tetratômicas.

Existem outras configurações possíveis, algumas relacionadas ao octeto expandido:



Moléculas no padrão octeto expandido.

Polaridade das ligações

Uma molécula resulta do compartilhamento de pares eletrônicos. O par eletrônico de uma ligação química pode ou não ser igualmente compartilhado entre os dois átomos ligantes, dependendo das espécies participantes e suas respectivas eletronegatividades. Se os átomos envolvidos na ligação possuem eletronegatividade diferente, isso resulta em uma ligação em que o par eletrônico está deslocado em favor do elemento mais eletronegativo. Diz-se que essa ligação é do tipo *polar*, e que o momento dipolar é diferente de zero.

Caso as espécies participantes pertençam ao mesmo elemento químico ou tenham eletronegatividades iguais, o momento dipolar é zero, e a ligação é dita *apolar*.

Saiba

Lembrete

Toda ligação iônica, por ser uma interação eletrostática, tem caráter polar.

Polaridade das moléculas

Para se determinar a polaridade de uma molécula, deve-se analisar a polaridade das ligações em conjunto com a geometria da molécula.

Uma molécula que apresente apenas ligações apolares terá caráter também apolar.

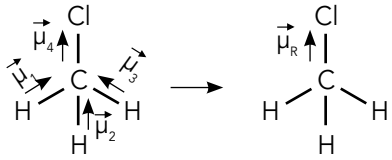
Uma molécula que apresente ligações polares poderá ter caráter polar ou apolar, dependendo de sua geometria.

Em qualquer caso, se a somatória do momento dipolar das ligações químicas for igual a zero, a molécula será apolar.

Se a somatória do momento dipolar das ligações for diferente de zero, a molécula será polar.

$\sum \vec{\mu} = 0$, a molécula será apolar.

$\sum \vec{\mu} \neq 0$, a molécula será polar.



Molécula	Geometria	Polaridade	Exemplos
Diatômica	Linear	Apolar	H_2, Cl_2, N_2, O_2
		Polar	HCl, HBr
Triatômica	Linear	Apolar	CO_2
		Polar	HCN
	Angular	Polar	H_2O
Tetratômica	Trigonal plana	Apolar	SO_3
		Polar	H_2CO
	Piramidal	Polar	NH_3
Pentatômica	Tetraédrica	Apolar	CH_4
		Polar	CH_3Cl

Polaridade e solubilidade

A polaridade de uma molécula está diretamente relacionada à sua solubilidade em um determinado solvente. Soluto polar tende a se dissolver bem em solvente polar, e soluto apolar tende a se dissolver bem em solvente apolar. Ou, de outra forma:

"Semelhante dissolve semelhante."

Isso explica o fato de a gasolina, por exemplo, não se misturar à água.

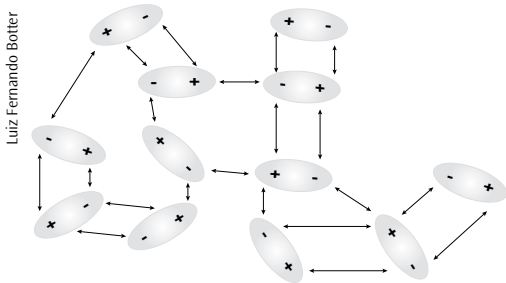
Interações intermoleculares

Uma molécula interage com suas vizinhas, e essas interações são responsáveis por um grupo de propriedades

macroscópicas que definem, por exemplo, o estado físico do material em questão. São três os tipos fundamentais de interação, dependendo da polaridade — ou não — das moléculas.

Interações dipolo permanente-dipolo permanente (ou dipolo-dipolo)

Essas interações ocorrem entre moléculas polares como o HCl. O polo negativo de uma molécula interage com o polo positivo de sua vizinha (e vice-versa).



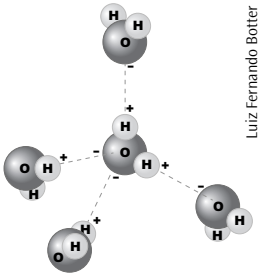
Interações dipolo permanente.

É importante notar que essas interações são direcionais, orientando os dipolos espacialmente, como mostrado na figura acima.

Interações de hidrogênio (pontes ou ligações de hidrogênio)

Essa interação também ocorre entre moléculas polares; porém, é mais intensa que a interação dipolo-dipolo.

Considerando-se uma substância pura, ligações de hidrogênio são interações que ocorrem tipicamente quando átomos de H de uma molécula interagem especificamente com um átomo de flúor (F), oxigênio (O) ou nitrogênio (N) da molécula vizinha. Caso as moléculas sejam diferentes — misturas —, o átomo de hidrogênio da molécula interagente deve estar ligado na própria molécula, necessariamente, a um átomo de oxigênio.



Ligações de hidrogênio entre moléculas de água.

Interações dipolo instantâneo-dipolo induzido (forças de London)

Essa interação é bastante forte entre moléculas apolares; porém, é menos intensa que as interações dipolo-dipolo. Os elétrons das moléculas apolares mantêm-se em contínuo movimento. Se, durante uma pequena fração de tempo, esta nuvem de elétrons estiver ligeiramente deslocada para um dos extremos da molécula, temos um dipolo induzido. Essa molécula pode, nesse instante, interagir com outra molécula apolar, gerando nesta última um dipolo induzido.

As interações dipolo instantâneo-dipolo induzido são frequentemente denominadas interações dipolo induzido-dipolo induzido, forças de London ou forças de van der Waals. Este último termo é, entretanto, desaconselhado, por ser usado também como sinônimo de forças intermoleculares em geral.

Forças intermoleculares e ponto de ebulição

Como foi dito anteriormente, o estado físico de uma substância molecular e, por consequência, suas temperaturas de fusão e de ebulição estão relacionados às interações intermoleculares. Neste caso, essas interações são relativamente intensas no estado sólido, diminuindo no estado líquido e sendo ainda mais fracas no estado gasoso. Assim, quando uma substância molecular passa do estado sólido

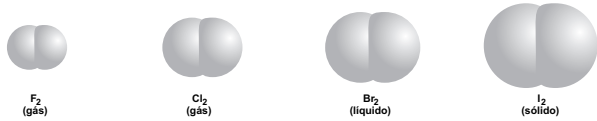
para o estado líquido (ou do líquido para o gasoso), ocorre rompimento de interações intermoleculares.

As interações intermoleculares relativamente fracas entre substâncias necessitam de pouca energia para se romperem; como consequência, os pontos de ebulição são relativamente baixos. As interações dipolo-dipolo, por serem mais intensas, promovem em compostos polares pontos de ebulição maiores. Substâncias cujas moléculas estão sujeitas a ligações de hidrogênio possuem ponto de ebulição mais elevado.

As interações intermoleculares, no entanto, não são a única contribuição para a definição do ponto de ebulição de um composto molecular. Há de se considerar também o tamanho da molécula. Em regra, para moléculas maiores os pontos de ebulição serão também maiores.

Ao se comparar duas substâncias com o mesmo tipo de interação intermolecular, a que tiver maior tamanho — isto é, maior massa molecular — deve possuir maior ponto de ebulição. Comparando duas substâncias de massas moleculares aproximadamente iguais, possuirá maior ponto de ebulição aquela cujas forças intermoleculares são mais intensas.

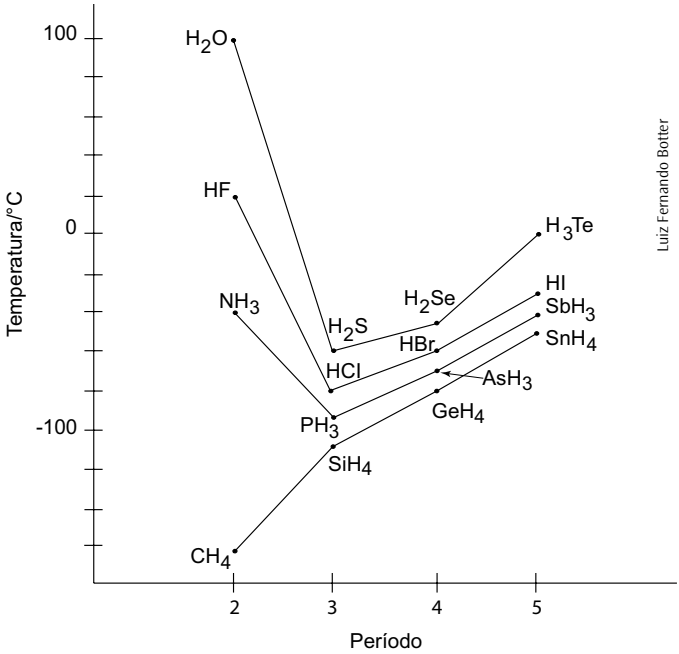
Luiz Fernando Botter



Halogênio	Massa molecular	P.F. (°C)	P.E. (°C)
Flúor (F_2)	38u	-219	-188
Cloro (Cl_2)	71u	-101	-34
Bromo (Br_2)	160u	-7	60
Iodo (I_2)	254u	114	185

Temperatura de ebulição de alguns compostos moleculares hidrogenados em função do período na tabela periódica.

Observe a alteração do comportamento da temperatura de ebulição dos compostos H_2O, HF e NH_3 em função da presença das ligações de hidrogênio:



Temperatura de ebulição de alguns elementos químicos.

Dos quatro haletos de hidrogênio, somente o HF estabelece ligações de hidrogênio, explicando o seu P.E. anormal em relação aos outros três. Do HCl ao HI, o P.E. cresce devido ao aumento do período, consequentemente, da massa molecular.

Teste seu saber

1. **A molécula do OF_2 é polar, e a molécula do CO_2 é apolar. Isto se deve à(ao):**

a) diferença de eletronegatividade entre os átomos nas respectivas moléculas.

b) geometria molecular.

c) tamanho dos átomos ligados ao flúor.

d) grande reatividade do oxigênio em relação ao flúor.

e) fato de o oxigênio e o flúor serem gases.

2. **Indique a geometria e a polaridade das seguintes moléculas:**

a) PH_3 b) CH_3Cl c) OF_2

3. **Sejam dadas as seguintes moléculas: H_2O, BeH_2, BCl_3 e CCl_4. As configurações espaciais dessas moléculas são, respectivamente:**

a) angular, linear, trigonal, tetraédrica.

b) angular, trigonal, linear, tetraédrica.

c) angular, linear, piramidal, tetraédrica.

d) trigonal, linear, angular, tetraédrica.

4. **A capacidade que um átomo tem de atrair elétrons de outro átomo quando os dois formam uma ligação química é denominada eletronegatividade. Esta é uma das propriedades químicas consideradas no estudo da polaridade das ligações. Assinale a opção que apresenta corretamente os compostos H_2O, H_2S e H_2Se em ordem crescente de polaridade.**

a) $H_2Se < H_2O < H_2S$.

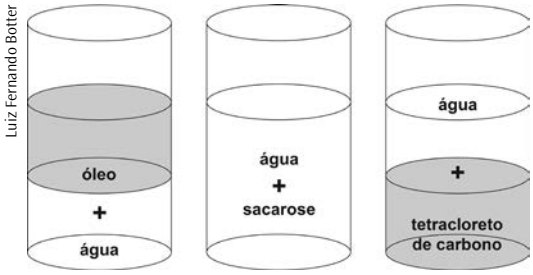
b) $H_2S < H_2Se < H_2O$.

c) $H_2S < H_2O < H_2Se$.

d) $H_2O < H_2Se < H_2S$.

e) $H_2Se < H_2S < H_2O$.

5. **Observando-se o comportamento das substâncias nos sistemas a seguir, é incorreto afirmar que:**



a) o óleo deve ser solúvel em tetracloreto de carbono.
b) a água e o óleo não são miscíveis, por serem ambos apolares.
c) juntando-se os conteúdos dos sistemas I, II e III obtém-se uma mistura heterogênea.
d) a sacarose é um composto polar.
e) o óleo é menos denso que a água.

6. **(UFRGS) O momento dipolar é a medida quantitativa da polaridade de uma ligação. Em moléculas apolares, a resultante dos momentos dipolares referentes a todas as ligações apresenta valor igual a zero. Entre as substâncias covalentes a seguir, quais são as que apresentam a resultante do momento dipolar igual a zero?**

I. CH_4 **II.** CS_2 **III.** HBr **IV.** N_2

a) Apenas I e II.
b) Apenas II e III.
c) Apenas I, II e III.
d) Apenas I, II e IV.
e) I, II, III e IV.

7. **(Mack) Um sólido molecular apolar é:**
a) bastante solúvel em qualquer solvente.
b) pouco solúvel em qualquer solvente.
c) bastante solúvel nos solventes apolares.
d) bastante solúvel nos solventes fortemente polarizados.
e) pouco solúvel nos solventes fracamente polarizados.

8. **(Ifet) A geometria molecular e a polaridade das moléculas são conceitos importantes para predizer as propriedades de um determinado composto. Dentre as alternativas a seguir, assinale aquela que apresenta, respectivamente, as geometrias: linear, trigonal plana e quadrado planar:**

a) SO_2, NH_3 e SF_4.

b) HCN, PH_3 e CH_4.

c) XeF_2, SO_3 e XeF_4.

d) CO, NH_3 e CH_4.

e) XeF_2, SO_2 e SF_4.

9. **(UFRN) As geometrias das moléculas de amônia, NH_3, fluoreto de boro, BF_3, gás carbônico, CO_2, e fluoreto de enxofre, SF_6 são, respectivamente:**

a) trigonal plana, trigonal plana, linear, octaédrica.

b) piramidal, trigonal plana, angular, tetraédrica.

c) trigonal plana, trigonal plana, angular, octaédrica.

d) piramidal, trigonal plana, linear, octaédrica.

e) piramidal, trigonal piramidal, linear, octaédrica.

10. **(Vunesp) Um elemento químico A, de número atômico 11, um elemento químico B, de número atômico 8, e um elemento químico C, de número atômico 1, combinam-se formando o composto ABC. As ligações A-B e B-C, no composto, são, respectivamente:**

a) covalente polar, covalente apolar.

b) iônica, iônica.

c) covalente polar, covalente polar.

d) iônica, covalente polar.

e) metálica, iônica.

11. **(UFPel) Em abril de 1997, foi comemorado o centenário de descoberta do elétron. Considerando-se que a interação mais íntima entre átomos que se ligam, na forma de compostos, é feita pelos seus elétrons mais externos, caracterizando, assim, o seu comportamento, a fórmula química provável, resultante da combinação entre átomos**

dos elementos K (Z = 19) e S (Z = 16), e o tipo de ligação que ocorre entre eles são, respectivamente:

a) K_2S, ligação iônica.

b) K_2S, ligação covalente polar.

c) K_2S, ligação covalente apolar.

d) KS, ligação iônica.

e) K_2S_2, ligação covalente polar.

12. **Um elemento A, de número atômico 16, combina-se com um elemento B, de número atômico 17. Indique em qual das opções a seguir a fórmula molecular, a forma geométrica e a propriedade citada descrevem corretamente o composto formado entre A e B.**

a) AB, linear, sólido.

b) AB_2, angular, polar.

c) A_2B, angular, ponto de fusão acima de 100 °C.

d) AB_2, linear, apolar.

13. **Compostos de HF, NH_3 e H_2O apresentam pontos de fusão e ebulição maiores quando comparados com H_2S e HCl, por exemplo, devido às:**

a) forças de van der Waals.

b) forças de London.

c) pontes de hidrogênio.

d) interações eletrostáticas.

e) ligações iônicas.

14. **(PUC-PR) As festas e eventos têm sido incrementados com efeito de névoa intensa de gelo-seco, o qual é constituído por gás carbônico solidificado. A respeito desse fato, pode-se afirmar:**

a) a névoa nada mais é que a liquefação do gás carbônico pela formação das forças intermoleculares.

b) o gelo-seco é uma substância composta e encontra-se na natureza no estado líquido.

c) o gelo-seco é uma mistura de substâncias adicionadas ao gás carbônico e, por essa razão, a mistura se solidifica.

d) na solidificação do gás carbônico, ocorre a formação de forças intermoleculares dipolo-dipolo.

e) sendo as moléculas do CO_2 apolares, a atração entre elas se dá por dipolo instantâneo-dipolo induzido.

15. **(ACR) Por que as pessoas põem gelo nos mictórios? O gelo serve para reduzir o mau cheiro nos mictórios. Nem toda mulher sabe disso, mas o arsenal antifedor no banheiro dos homens inclui também limão, casca de laranja e bolinhas de naftalina. Gelo é o método mais eficaz porque, no contato com a urina quente, derrete e ajuda a levar o líquido para o esgoto. A temperatura baixa também inibe o crescimento de bactérias e diminui a volatilidade das substâncias, o que dificulta a propagação do odor. Já o limão e a naftalina servem só para mascarar o cheiro da urina recente ou do material acumulado na tubulação. Em bares e restaurantes, o consumo de bebidas alcoólicas e sal aumenta a concentração de amoníaco, responsável pelo odor.**
(*Superinteressante*, jun. 2004)

Sobre as moléculas de água (H_2O) e amônia (NH_3), é correto afirmar que:

a) apenas a água apresenta entre suas moléculas interações de van der Waals.

b) a geometria da molécula de amônia é trigonal plana.

c) moléculas de água são polares e de amônia são apolares.

d) as interações entre as moléculas de amônia são covalentes polares.

e) tanto a amônia como a água apresentam, entre suas moléculas, interações do tipo pontes de hidrogênio.

16. **(Covest) No tocante a ligações de hidrogênio, é correto afirmar que:**

a) ligações de hidrogênio ocorrem somente entre moléculas e nunca dentro de uma mesma molécula.

b) o ponto de fusão da água é menor que o do sulfeto de hidrogênio, por conta das ligações de hidrogênio, que são muito intensas na molécula de água.

c) ligações de hidrogênio têm a mesma energia que uma ligação covalente simples.

d) ligações de hidrogênio podem influenciar na densidade de uma substância.

e) átomos de hidrogênio ligados covalentemente a átomos de oxigênio não podem participar de ligações de hidrogênio.

8 Funções inorgânicas – Ácidos e bases

Podemos dizer que a natureza é constituída por dois tipos de compostos: os orgânicos e os inorgânicos (muito antigamente, estes eram designados *minerais*). Os compostos inorgânicos, em sua maioria, podem ser agrupados em quatro principais tipos (funções): ácidos, bases, sais e óxidos.

Jsanchezes/Creative Commons

Mina de sal em Cardona (Barcelona, Espanha).

Anouchka Unel/Creative Commons

Salar de Uyuni, na Bolívia.

Condutividade elétrica em solução aquosa. Dissociação e ionização

Algumas substâncias, quando dissolvidas em água, são capazes de conduzir corrente elétrica. Tais substâncias são denominadas *eletrólitos*, e a solução é chamada de *solução eletrolítica*.

As substâncias iônicas, quando dissolvidas em água, conduzem corrente elétrica. Isso ocorre porque os íons, já presentes e compondo o retículo cristalino da própria substância, são separados pela ação da água. Ocorreu, assim, uma *dissociação*.

As substâncias moleculares, quando dissolvidas em água, podem apresentar dois comportamentos. Algumas produzem *soluções não eletrolíticas*, isto é, soluções que não conduzem corrente elétrica. Nesse caso, o soluto é dito um *não eletrólito*. Outras substâncias moleculares, quando em solução aquosa, sofrem *ionização*, gerando soluções eletrolíticas.

Não confunda!

Dissolução: ação de um solvente sobre o soluto, fazendo com que este último desapareça à nossa vista. Uma vez que todo o soluto está dissolvido, forma-se então uma mistura homogênea.

Dissociação: termo relacionado a compostos iônicos. Os íons já existem, e a ação do solvente se resume em individualizá-los e envolvê-los um a um.

Ionização: termo relacionado a compostos moleculares. Os íons são formados pela ação do solvente ao promover uma cisão da molécula com consequente formação de cátions e ânions.

Ácidos

Uma das características comuns aos ácidos é o seu sabor azedo, presente em muitas substâncias usadas no nosso cotidiano: vinagre, sucos de limão e laranja, uvas, maçã etc.

Todas as substâncias azedas estimulam a secreção salivar, mesmo que não sejam ingeridas. Quando cortamos um limão suculento, verificamos um aumento de produção de saliva na boca. Esse é o principal objetivo ao se utilizar vinagre ou limão na preparação de saladas, pois o aumento da secreção salivar facilita a ingestão.

Os ácidos são capazes de conduzir corrente elétrica quando em solução aquosa. Como propriedades funcionais, podemos ainda citar: atacam a maioria dos metais, mudam

a cor de certas substâncias (indicadores) e reagem com carbonatos e bicarbonatos liberando gás.

Saiba

Conceituação de ácidos

De acordo com o conceito de Arrhenius, ácidos são compostos que sofrem ionização em soluções aquosas, produzindo um único tipo de íon positivo: o cátion H_3O^+.

A reação genérica a seguir explica essa teoria:

$$HX + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + X^-$$

Essa mesma reação pode ser escrita de forma resumida:

$$HX_{(aq)} \longrightarrow H^+ + X^-$$

A seguir, vejamos alguns ácidos comuns em nosso dia a dia.

Ácido fluorídrico (HF)

Nas condições ambientes, é um gás incolor que tem a característica de corroer o vidro, quando em solução aquosa. Por esse motivo, em laboratórios, deve ser guardado em frascos plásticos. É usado para fazer gravações em cristais e vidros e também na obtenção de fluoretos, como o NaF.

Ácido clorídrico (HCl)

Consiste no gás cloreto de hidrogênio, que é bastante solúvel, dissolvido em água. O estômago secreta este ácido num volume aproximado de 100 mL, para auxiliar a digestão dos alimentos, mais especificamente das proteínas. Quando impuro, é vendido no comércio com o nome de ácido muriático, sendo usado principalmente na limpeza de pisos e de superfícies metálicas antes do processo de soldagem.

Na extração de petróleo, o ácido clorídrico é introduzido no bolsão rochoso a fim de dissolver uma parte das rochas e facilitar o fluxo do petróleo até a superfície. Algumas vezes, esse procedimento pode ajudar a tornar o poço mais rentável.

Ácido sulfídrico (H_2S)

É um gás venenoso (paralisa os centros de respiração e bloqueia as vias respiratórias), incolor, formado na putrefação de substâncias orgânicas naturais que contenham enxofre, sendo responsável em grande parte pelo cheiro de ovo podre. É encontrado em pequenas quantidades em algumas águas minerais (sulfurosas), e sua utilização é restrita a processos de análises químicas.

Ácido cianídrico (HCN)

É o nome com que se indica uma solução aquosa do gás cianídrico, incolor, com cheiro característico de amêndoas amargas. Por ser muito venenoso (atua sobre a hemoglobina), é utilizado nas execuções em câmaras de gás.

Ácido carbônico (H_2CO_3)

É um ácido fraco, constituinte dos refrigerantes e águas minerais gaseificadas.

Ácido fosfórico (H_3PO_4)

É um sólido incolor que apresenta ponto de fusão igual a 42 °C. No comércio, encontra-se geralmente na forma de líquido viscoso (solução aquosa com cerca de 90% de ácido fosfórico). É usado na indústria do vidro, na tinturaria, nas indústrias de alimento e na produção de refrigerantes de cola, como estabilizante, e na fabricação de fosfatos e superfosfatos usados como adubos (fertilizantes).

Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

É um líquido relativamente denso, incolor e inodoro. É o ácido mais importante economicamente. Na década de 1960, o grau de desenvolvimento industrial de um país era avaliado pela quantidade de ácido sulfúrico que ele produzia e consumia. No século X, já era conhecido pelos alquimistas árabes, que o introduziram na Europa no século XV, com o nome de *vitríolo*.

O maior consumo de ácido sulfúrico se dá na fabricação de fertilizantes, como os superfosfatos e o sulfato de amônio. É ainda utilizado nas indústrias petroquímicas, de papel, de corantes etc. e nos acumuladores de chumbo (baterias de automóvel).

Concentrado, o ácido sulfúrico é um dos desidratantes mais energéticos, carbonizando hidratos de carbono (açúcares, amido, celulose etc.). Devido a essa sua ação desidratante, o ácido sulfúrico tem ação corrosiva sobre os tecidos dos organismos vivos, produzindo sérias queimaduras na pele, com a formação de manchas pretas ocasionadas pela carbonização.

Ácido nítrico (HNO_3)

Depois do ácido sulfúrico, o ácido nítrico é o mais fabricado e o mais consumido na indústria. Ataca com violência os tecidos animais e vegetais, produzindo manchas amarelas na pele.

É usado principalmente na fabricação de explosivos, como a nitroglicerina (dinamite), o trinitrotolueno (TNT), a trinitrocelulose (algodão-pólvora), o ácido pícrico e o picrato de amônio. É importante na fabricação do salitre (usado como fertilizante) e na produção de pólvora negra. Encontra-se dissolvido nas chuvas ácidas, em ambientes poluídos com óxidos de nitrogênio.

É um líquido muito volátil, e seus vapores são extremamente tóxicos. Também é bastante corrosivo e requer grande cuidado no manuseio.

Saiba

Um ácido na química orgânica

O ácido acético (H_3CCOOH) é um líquido incolor, de cheiro penetrante e característico, solúvel em água em todas as proporções. É usado no dia a dia principalmente como condimento culinário. O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético, com concentração de 3 a 7%.

Reações de ionização dos ácidos

Com base no conceito de Arrhenius, podemos escrever as equações de ionização dos ácidos:

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

$$HCN + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + CN^-$$

$$H_2CO_3 + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + CO_3^{2-}$$

$$H_3PO_4 + 3H_2O \longrightarrow 3H_3O^+ + PO_4^{3-}$$

$$H_4P_2O_7 + 4H_2O \longrightarrow 4H_3O^+ + P_2O_7^{4-}$$

Estas equações são comumente designadas como *equações de ionização total*. Quando um ácido, no entanto, possui mais de um hidrogênio ionizável, podemos escrever as equações de ionização por etapas:

$$H_4P_2O_7 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + H_3P_2O_7^-$$

$$H_3P_2O_7^- + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + H_2P_2O_7^{2-}$$

$$H_2P_2O_7^{2-} + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + HP_2O_7^{3-}$$

$$HP_2O_7^{3-} + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + P_2O_7^{4-}$$

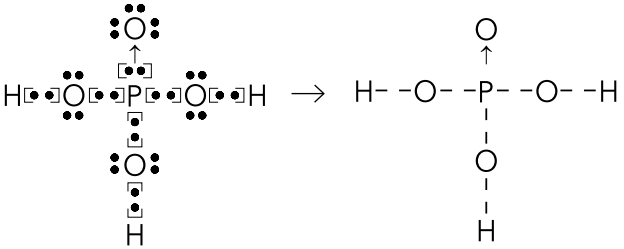
Classificação dos ácidos

Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

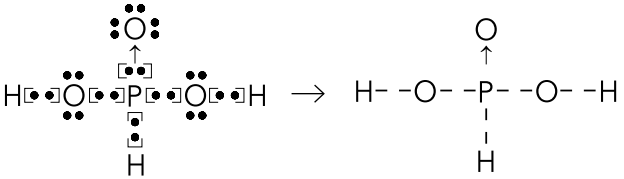
Ácidos como HCl, HCN, HNO_3 e HClO são denominados monoácidos, pois possuem apenas um hidrogênio ionizável. Ácidos como H_2SO_4 e H_2CO_3 são denominados diácidos. Analogamente, podemos ter triácidos e tetrácidos.

Os ácidos fosforoso (H_3PO_3) e hipofosforoso (H_3PO_2), no entanto, apesar de possuírem três hidrogênios em suas moléculas, não convertem todos os três em íons. O ácido fosforoso apresenta apenas dois hidrogênios ionizáveis (portanto, um diácido), e o hipofosforoso apresenta apenas um.

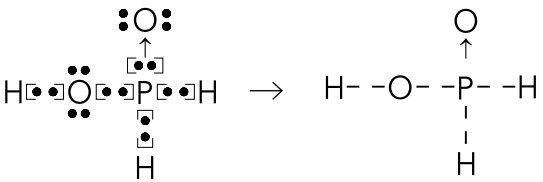
Isso ocorre porque o hidrogênio ionizável deve estar ligado diretamente a um átomo de oxigênio, o que não acontece para todos os hidrogênios nesses dois casos. As representações das fórmulas estruturais podem elucidar a situação:



Estrutura de Lewis para o ácido fosfórico.



Estrutura de Lewis para o ácido fosforoso.



Estrutura de Lewis para o ácido hipofosforoso.

Quanto à presença ou não de oxigênio na molécula

Os ácidos podem ser divididos em dois grupos:

- **Hidrácidos (ou ácidos não oxigenados):** HCl, HCN, HBr, H_2S, ...
- **Ácidos oxigenados:** HNO_3, HClO, H_2SO_4, H_3PO_4, ...

Quanto à força dos ácidos

A força de um ácido está relacionada ao seu grau de ionização (α).

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}}$$

Como regra geral:

- para $\alpha < 5\%$, temos um ácido fraco;
- para $5\% < \alpha < 50\%$, temos um ácido moderado;
- para $\alpha > 50\%$, temos um ácido forte.

Outra regra permite classificar mais facilmente os ácidos quanto à sua força:

- hidrácidos fortes: HCl, HBr e HI;
- hidrácidos moderados: HF;
- hidrácidos fracos: todos os outros.

Ácidos oxigenados: $f = y - x$

onde: *y* é o número de oxigênio na molécula; e

x é o número de hidrogênios ionizáveis.

Para $f = 0$, temos um ácido fraco;
$f = 1$, temos um ácido moderado; e
$f > 2$, temos um ácido forte.

Nomenclatura dos ácidos

Hidrácidos

O nome é feito com a terminação *-ídrico*:

ácido [nome do ânion]ídrico

Exemplos: HCl – ácido clorídrico;
HCN – ácido cianídrico;
H_2S – ácido sulfídrico.

Ácidos oxigenados

a) Quando o elemento forma apenas um ácido oxigenado, usa-se a terminação *-ico*:

ácido [nome do elemento]ico

Exemplos: H_2CO_3 – ácido carbônico;

H_3BO_3 – ácido bórico.

b) Quando o elemento forma apenas dois ácidos oxigenados:

- para a espécie que possui maior número de átomos de oxigênio:

ácido [nome do elemento]ico

- para a espécie que possui menor número de átomos de oxigênio:

ácido [nome do elemento]oso

Exemplos: H_2SO_4 – ácido sulfúrico;

H_2SO_3 – ácido sulfuroso;

HNO_3 – ácido nítrico;

HNO_2 – ácido nitroso.

c) Quando o elemento forma três ou quatro ácidos oxigenados:

- para a espécie que possui maior número de átomos de oxigênio:

ácido per[nome do elemento]ico

- para a espécie com quantidade de átomos de oxigênio imediatamente menor:

ácido [nome do elemento]ico

- para a espécie cujos átomos de oxigênio apresentam-se em quantidade imediatamente superior à da espécie com menor número de átomos de oxigênio:

ácido [nome do elemento]oso

- para a espécie que possui menor número de átomos de oxigênio:

ácido hipo[nome do elemento]oso

Exemplos: $HClO_4$ – ácido perclórico;
$HClO_3$ – ácido clórico;
$HClO_2$ – ácido cloroso;
HClO – ácido hipocloroso.

Bases

Tal como os ácidos, as bases possuem um sabor característico, adstringente. Além disso, formam soluções aquosas condutoras de corrente elétrica e fazem voltar a cor primitiva dos indicadores, caso tenha sido alterada por um ácido.

Saiba

Conceituação de bases

De acordo com o conceito de Arrhenius, bases são compostos que sofrem dissociação em soluções aquosas, produzindo um único tipo de íon negativo: o ânion hidroxila (OH-).

A reação genérica a seguir explica essa teoria:

$$Y(OH)_{(aq)} \longrightarrow Y^+ + OH^-$$

A seguir, vejamos algumas bases comuns em nosso dia a dia.

Hidróxido de sódio (NaOH)

Conhecido também como soda cáustica, é um sólido branco, cristalino e higroscópico. Produzido e consumido em grandes quantidades, é a base mais importante para indústrias e laboratórios.

Quando preparamos soluções concentradas dessa base, elas devem ser conservadas em frascos plásticos, pois lentamente reagem com o vidro. Além disso, reagem também com óleos e gorduras produzindo sabão e glicerina; assim, uma das principais aplicações da soda cáustica é a produção

de sabão e, também, a fabricação de produtos usados para desentupir pias e ralos. É ainda muito utilizada na produção de salitre, na indústria petroquímica, na fabricação de papel, celulose, corantes, produtos de limpeza etc.

Hidróxido de cálcio ($Ca(OH)_2$)

É conhecido com cal extinta, pois pode ser obtido da cal viva pela reação com água. É a reação que ocorre quando os pedreiros preparam a argamassa usada no assentamento de tijolos e nas pinturas à base de cal (caiação).

Nas condições ambientes é um sólido branco, parcialmente solúvel em água. Sua solução aquosa é chamada água de cal, e a suspensão aquosa, leite de cal.

Hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$)

É um sólido branco, pouco solúvel em água. Quando disperso em água, numa concentração de aproximadamente 7% em massa, origina um líquido branco e espesso que contém partículas sólidas misturadas à água (a esse líquido damos o nome de suspensão), sendo também conhecido por leite de magnésia, cuja principal aplicação consiste no uso como antiácido e laxante.

É utilizado ainda na refinação do açúcar, na fabricação do papel e na indústria farmacêutica.

Hidróxido de alumínio ($Al(OH)_3$)

Faz parte da composição de vários antiácidos estomacais, como Maalox®, Pepsamar® e outros.

Hidróxido de amônio (NH_4OH)

O hidróxido de amônio não existe isolado. É obtido quando borbulhamos amônia (NH_3) em água, originando uma solução comercializada como amoníaco.

A amônia é um gás incolor, de cheiro muito forte e irritante, presente numa mistura chamada inalador de amônia e usada para restabelecer pessoas desmaiadas.

A partir da amônia são fabricadas várias outras substâncias de grande importância, tais como:

a) ácido nítrico;

b) sais de amônio, muito empregados como fertilizantes na agricultura;

c) produtos de limpeza doméstica (Ajax®, Fúria® etc.).

Dissociação de bases

$NaOH \longrightarrow Na^{+} + OH^{-}$

$NH_4OH \longrightarrow NH_4^{+} + OH^{-}$

$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2OH^{-}$

$Al(OH)_3 \longrightarrow Al^{3+} + 3OH^{-}$

Nomenclatura das bases

a) Quando o elemento forma apenas uma base:

hidróxido de [nome do elemento]

Exemplos: NaOH – hidróxido de sódio;
NH4OH – hidróxido de amônio.

b) Quando o elemento forma duas bases:

- para a situação de maior carga do cátion:

hidróxido [nome do elemento]ico

- para a situação de menor carga do cátion:

hidróxido [nome do elemento]oso

No lugar das terminações *-ico*/*-oso*, pode ser utilizado algarismo romano como forma de indicar a carga do cátion que constitui a base.

Exemplos: $Fe(OH)_3$ – hidróxido férrico ou hidróxido de ferro (III);
$Fe(OH)_2$ – hidróxido ferroso ou hidróxido de ferro (II).

Classificação das bases

Os critérios mais importantes para classificar as bases referem-se à solubilidade em água, à força e à volatilidade.

Quanto à solubilidade em água, podemos classificar as bases em três categorias:

a) Solúveis: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH e NH_4OH;

b) Parcialmente solúveis: $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ e $Ba(OH)_2$;

c) Insolúveis: as demais.

Podemos associar a força de uma base à sua solubilidade. As bases solúveis são geralmente fortes, isto é, possuem alto grau de dissociação iônica. Assim, a partir da classificação descrita, temos:

a) Bases fortes: bases solúveis e parcialmente solúveis (exceção NH_4OH);

b) Bases fracas: NH_4OH e as demais bases.

Apenas o NH_4OH é uma base volátil, as demais são fixas (não voláteis).

Descomplicando a Química

As definições de Arrhenius são específicas para um solvente em particular: a água. Em solventes não aquosos, como álcool e amônia líquida, as definições de Arrhenius não se aplicam. Em 1923, Thomas Lowry (na Inglaterra) e Johannes Brønsted (na Dinamarca) perceberam que as propriedades dos ácidos e das bases eram fundamentadas na transferência de um próton (um íon de hidrogênio, H+). A definição de Brønsted-Lowry de ácidos e bases é a seguinte:

Um ácido é um doador de prótons, e uma base é um receptor de prótons.

Continua...

Pelo que foi estabelecido, na equação que se segue,

$$HCN + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + CN^-$$

HCN se comporta como um ácido de Brønsted-Lowry, e a água como uma base de Brønsted-Lowry. Outro exemplo:

$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

onde HCl se comporta como um ácido de Brønsted-Lowry, e NH_3 como uma base de Brønsted-Lowry. As reações inversas também podem ser analisadas:

$$H_3O^+ + CN^- \longrightarrow HCN + H_2O$$
$$NH_4^+ + Cl \longrightarrow HCl + NH_3$$

H_3O^+ e NH_4^+ se comportam como ácidos de Brønsted-Lowry, e CN^- e Cl^- como bases. Podemos observar que o ácido produz uma base e uma base produz um ácido; a esse par chama-se par conjugado ácido-base. Por exemplo, em HCN/CN^-, HCN é o ácido cuja base conjugada é o CN^-. O ácido será mais forte quanto maior for sua tendência de ceder H^+. Um ácido forte terá como conjugado uma base fraca e vice-versa.

Outra definição, mais abrangente, refere-se ao conceito de Lewis. Em 1923, Gilbert Lewis propôs que ácidos e bases seriam definidos em função do par de elétrons:

Um ácido de Lewis é um receptor de par de elétrons, e uma base de Lewis é um doador de par de elétrons.

$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

O HCl é um ácido de Lewis, e o NH_3 é uma base de Lewis.

Observe que todo ácido (ou base) de Arrhenius é também um ácido (ou base) de Brønsted-Lowry; e todo ácido (ou base) de Brønsted-Lowry é também um ácido (ou base) de Lewis. O inverso, no entanto, pode não ser verdadeiro.

Teste seu saber

1. (UEL) X é uma substância gasosa nas condições ambientes. Quando liquefeita, praticamente não conduz corrente elétrica; porém, forma solução aquosa que conduz bem a eletricidade. Uma fórmula provável para X é:

a) KBr. b) HCl. c) Ar.
d) N_2. e) O_3.

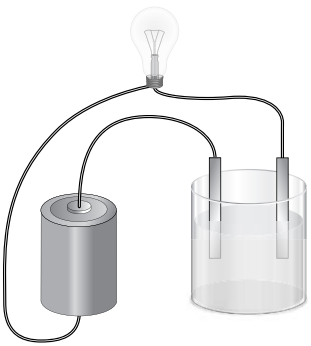
2. (FCB-Araras/SP) Após a ionização de um ácido em água, observou-se que o número de moléculas ionizadas era o quádruplo do número de moléculas não ionizadas. Com base nessa observação, a porcentagem de ionização do referido ácido era:

a) 25%.
b) 40%.
c) 70%.
d) 75%.
e) 80%.

3. Adicionando 500 moléculas de HCl à água, quantas estarão ionizadas, sabendo-se que o grau de ionização é 0,9?

a) 500. b) 450. c) 360.
d) 50. e) 400.

4. (Covest) Considere a figura a seguir:



Júlio Dian

e as seguintes possibilidades para o líquido existente no interior do copo:

I. H_2O.
II. H_2O + glicose.
III. H_2O + sal de cozinha.

Qual alternativa melhor descreve a condição da lâmpada?

a) Acesa em II e apagada nas demais.
b) Apagada em I e acesa nas demais.
c) Apagada em I e II.
d) Acesa em I, II e III.
e) Acesa em I e apagada nas demais.

5. Duas substâncias que, em solução aquosa, apresentam íons são:

a) cloreto de sódio (NaCl) e álcool etílico (C_2H_6O).
b) sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e álcool etílico (C_2H_6O).
c) sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e ácido sulfúrico (H_2SO_4).
d) ácido sulfúrico (H_2SO_4) e cloreto de sódio (NaCl).
e) sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e cloreto de sódio (NaCl).

6. O ácido clorídrico puro (HC*l*) é um composto que conduz muito mal a eletricidade. A água pura (H_2O) é um composto que também conduz muito mal a eletricidade; no entanto, ao dissolvermos o ácido na água, formamos uma solução que conduz muito bem a eletricidade, o que se deve à:

a) dissociação da água em H^+ e OH^-.
b) ionização do HCl, formando H_3O^+ e Cl^-.
c) transferência de elétrons da água para o HCl.
d) transferência de elétrons do HCl para a água.
e) reação de neutralização do H^+ da água com o Cl^- do HCl.

7. (FGV-SP) Alguns compostos, quando solubilizados em água, geram uma solução aquosa que conduz corrente elétrica. Dos compostos abaixo:

I. Na_2SO_4
II. O_2
III. $C_{12}H_{22}O_{11}$
IV. KNO_3

V. CH_3COOH
VI. NaCl

formam-se solução aquosa que conduz eletricidade:

a) apenas I, IV e VI.
b) apenas I, IV, V e VI.
c) apenas I e VI.
d) apenas VI.
e) todos.

8. Identifique a alternativa que apresenta somente diácidos:

a) H_2S, H_2SO_4, H_3PO_4, H_3PO_3.
b) HCN, H_2S, H_3PO_4, H_3PO_3.
c) H_2S, H_2SO_4, H_2CO_3, H_3PO_3.
d) HCl, H_2S, H_2SO_4, H_3PO_3.
e) H_2SO_4, H_2SO_3, HNO_3, H_3PO_2.

9. A ordem crescente de força ácida entre os oxiácidos H_2SO_3, H_3BO_3, $HClO_3$ e $HMnO_4$ é:

a) H_2SO_3, $HClO_3$, H_3BO_3, $HMnO_4$.
b) $HClO_3$, $HMnO_4$, H_2SO_3, H_3BO_3.
c) H_3BO_3, $HClO_3$, H_2SO_3, $HMnO_4$.
d) H_3BO_3, H_2SO_3, $HClO_3$, $HMnO_4$.
e) $HMnO_4$, $HClO_3$, H_3BO_3, H_2SO_3.

10. (FEI-SP) Os nomes dos seguintes ácidos oxigenados são, respectivamente:

$$HNO_{2(aq)}\ ,\ HClO_{3(aq)}\ ,\ H_2SO_{3(aq)}\ ,\ H_3PO_{4(aq)}$$

a) nitroso, clórico, sulfuroso, fosfórico.
b) nítrico, clorídrico, sulfúrico, fosfórico.
c) nítrico, hipocloroso, sulfuroso, fosforoso.
d) nitroso, perclórico, sulfúrico, fosfórico.
e) nítrico, cloroso, sulfídrico, hipofosforoso.

11. (Enem) O processo de industrialização tem gerado sérios problemas de ordem ambiental, econômica e social, entre os quais se pode citar a chuva ácida. Os ácidos usualmente presentes em maiores propor-

ções na água da chuva são o H_2CO_3, formado pela reação do CO_2 atmosférico com a água, o HNO_3, o HNO_2, o H_2SO_4 e o H_2SO_3. Esses quatro últimos são formados principalmente a partir da reação da água com os óxidos de nitrogênio e de enxofre gerados pela queima de combustíveis fósseis. A formação de chuva mais ou menos ácida depende não só da concentração do ácido formado, como também do tipo de ácido. Essa pode ser uma informação útil na elaboração de estratégias para minimizar esse problema ambiental. Se consideradas concentrações idênticas, quais dos ácidos citados no texto conferem maior acidez às águas das chuvas?

a) HNO_3 e HNO_2.
b) H_2SO_4 e H_2SO_3.
c) H_2SO_3 e HNO_2.
d) H_2SO_4 e HNO_3.
e) H_2CO_3 e H_2SO_3.

12. Sabor adstringente é o que percebemos quando comemos uma banana verde (não madura). Que substância a seguir teria sabor adstringente?

a) CH_3COOH.
b) $NaCl$.
c) $Al(OH)_3$.
d) $C_{12}H_{22}O_{11}$.
e) H_3PO_4.

13. Assinale a alternativa que apresenta dois produtos caseiros com propriedades alcalinas:

a) detergente e vinagre.
b) sal e coalhada.
c) leite de magnésia e sabão.
d) bicarbonato e açúcar.
e) Coca-Cola e água de cal.

14. (UEPG) Com relação às propriedades das bases de Arrhenius, é **incorreto** afirmar:

a) O hidróxido de amônio é uma base não metálica, bastante solúvel em água.
b) Os metais alcalinos formam monobases com alto grau de dissociação.
c) As bases formadas pelos metais alcalinoterrosos são fracas, visto que são moleculares por natureza.
d) Os hidróxidos dos metais alcalinoterrosos são pouco solúveis em água.
e) Uma base é tanto mais forte quanto maior for o seu grau de ionização.

15. (UniUbe) Na natureza não são encontradas jazidas de ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido clorídrico, soda cáustica, cal extinta etc. Todos são fabricados industrialmente. As fórmulas das substâncias mencionadas no texto são, respectivamente:
a) H_2SO_3 , HNO_3 , $HClO_2$, $Ca(OH)_2$, CaO.
b) H_2SO_4 , HNO_2 , $HClO_4$, NaOH, $Ca(OH)_2$.
c) H_2SO_4 , HNO_2 , HCl, $Ca(OH)_2$, CaO.
d) H_2SO_3 , HNO_2 , $HClO_4$, NaOH, CaO.
e) H_2SO_4 , HNO_3 , HCl, NaOH, $Ca(OH)_2$.

16. Segundo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis, uma base é, respectivamente:
a) fonte de OH^- em água, receptor de OH^-, doador de 1 elétron.
b) fonte de OH^- em água, receptor de H^+, doador de par de elétrons.
c) fonte de H^+ em água, doador de H^+, doador de par de elétrons.
d) fonte de OH^- em água, doador de H^+, receptor de par de elétrons.
e) fonte de H^+ em água, receptor de H^+, receptor de par de elétrons.

17. (UEMT) Analise as proposições abaixo.
I. Na teoria de Brønsted, a base conjugada de um ácido forte é sempre fraca.
II. Todos os ácidos de Arrhenius são ácidos de Brønsted-Lowry, mas nem todo ácido de Brønsted-Lowry é ácido de Arrhenius.
III. Segundo Brønsted-Lowry, ácido é uma substância capaz de doar prótons.
IV. Conforme teoria de Brønsted, uma substância não precisa ter OH^- para ser uma base, mas deve ser doadora de prótons.

De acordo com as proposições, pode-se afirmar que:

a) somente o enunciado I está correto.
b) estão corretos apenas os enunciados I e II.
c) todos os enunciados estão corretos.
d) estão corretos os enunciados I, II e III.
e) somente o enunciado IV está correto.

Descomplicando a Química

Correlação entre estrutura molecular e acidez

Nos seguintes pares, determine que ácido é mais forte, com base em suas estruturas:

a) H_2S e H_2Se.

b) H_2SO_4 e H_2SO_3.

c) H_2SO_4 e H_3PO_4.

Resolução:

Para ácidos binários (hidrácidos) podemos considerar:

• quanto mais polar é a ligação H-A, mais forte é o ácido; este efeito é dominante para ácidos de um mesmo período da tabela periódica;

• quanto mais fraca é a ligação H-A, mais forte é o ácido; este efeito é dominante para ácidos de uma mesma família.

Do que foi exposto, espera-se que, no item (a), H_2Se seja mais forte que H_2S, já que S e Se são da mesma família.

Para ácidos oxigenados:

• quanto maior é o número de átomos de oxigênio ligados ao átomo central, mais forte é o ácido;

• para o mesmo número de átomos de oxigênio ligados ao átomo central, quanto maior a eletronegatividade do átomo central, mais forte é o ácido;

• para ácidos carboxílicos (ácidos orgânicos), quanto maior a eletronegatividade dos grupos ligados ao grupo carboxila (-COOH), mais forte é o ácido.

Resulta que, no item (b), o H_2SO_4 deve ser um ácido mais forte que o H_2SO_3; e no item (c), o H_2SO_4 deve ser mais forte que o H_3PO_4.

9 Funções inorgânicas – Sais e óxidos

Sais

Os chineses talvez tenham sido os primeiros a encarar a produção de sal como um negócio de grandes proporções. Desde o século IX a.C., eles obtinham cristais de sal fervendo água do mar em vasilhas de barro. Neste caso, estamos nos referindo ao cloreto de sódio, o sal mais comumente conhecido. Existem muitos outros, no entanto. Um grande número de compostos presentes na natureza são sais.

Sais são substâncias provenientes da reação entre um ácido e uma base. Sua fórmula contém o cátion proveniente da base e o ânion proveniente do ácido.

Saiba

Conceituação de sais

Sais são substâncias que, em solução aquosa, produzem um cátion diferente do H^+ e um ânion diferente do OH^-.

A reação genérica a seguir explica essa teoria:

$$HX + YOH \longrightarrow H_2O + YX$$

Reações de neutralização ácido-base

O sal é originário da interação de um ácido com uma base. O ácido sofre ionização e a base, analogamente, dissociação. O íon H^+ do ácido se associa ao OH^- gerado pela base, formando água; os demais íons geram o sal.

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

$$HCl + NaOH \longrightarrow H_2O + NaCl$$

Exemplos:

$$HClO + NaOH \longrightarrow H_2O + NaClO$$

$$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2H_2O + CaSO_4$$

Se todos os íons H^+ do ácido reagem com todos os OH^- da base, dizemos que a reação é de neutralização total, e o sal formado é denominado *sal neutro* ou *sal normal*.

Os sais geralmente formam cristais, são sólidos à temperatura ambiente e, quando fundidos ou dissolvidos em água, conduzem corrente elétrica.

A seguir, vejamos os sais mais comuns com algumas de suas aplicações.

Sal	Fórmula	Aplicação
Bicarbonato de sódio	$NaHCO_3$	Antiácido; fermento de bolos e biscoitos
Carbonato de amônio	$(NH_4)_2CO_3$	Expectorante
Carbonato de lítio	Na_2CO_3	Antidepressivo
Cloreto de amônio	NH_4Cl	Acidificante do tubo digestivo
Cloreto de sódio	NaCl	Soro fisiológico; conservante alimentar
Fluoreto de estanho II	SnF_2	Fortalecimento do esmalte dental
Iodeto de sódio (ou potássio)	NaI (KI)	Fonte de iodo para a tireoide
Nitrato de potássio	KNO_3	Diurético
Nitrato de prata	$AgNO_3$	Germicida usado nos olhos de recém-nascidos
Permanganato de potássio	$KMnO_4$	Antimicótico

Continua...

Sal	Fórmula	Aplicação
Sulfato de bário	$BaSO_4$	Contraste em radiografia intestinal
Sulfato de cálcio (sal amargo)	$CaSO_4$	Gesso para imobilizações; purgante
Sulfato de ferro II	$FeSO_4$	Fonte de ferro para anêmicos
Sulfato de magnésio	$MgSO_4$	Laxante

Nomenclatura dos sais

O nome de um sal pode ser dado com base no ânion gerado pelo ácido e no cátion gerado pela base:

[nome do ânion] de [nome do cátion]

Exemplos: $CaCl_2$ – cloreto de cálcio;

$MgNO_3$ – nitrato de magnésio;

$KMnO_4$ – permanganato de potássio.

Ânions		Cátions	
Halogênios:		Monovalentes:	
F^-	fluoreto	Amônio	NH_4^+
Cl^-	cloreto	Césio	Cs^+
Br^-	brometo	Cobre I	Cu^+
I^-	iodeto	Lítio	Li^+
ClO^-	hipoclorito	Mercúrio I	Hg^+
ClO_2^-	clorito	Ouro I	Au^+
ClO_3^-	clorato	Potássio	K^+
ClO_4^-	perclorato	Prata	Ag^+
BrO^-	hipobromito	Rubídio	Rb^+
BrO_3^-	bromato	Sódio	Na^+
IO^-	hipoiodito	Bivalentes:	
IO_3^-	iodato	Bário	Ba^{2+}
IO_4^-	periodato		

Continua...

Ânions		Cátions	
Carbono:		Berílio	Be^{2+}
CN^-	cianeto	Cádmio	Cd^{2+}
CNO^-	cianato	Cálcio	Ca^{2+}
CNS^-	tiocianato	Chumbo II	Pb^{2+}
H_3CCOO^-	acetato	Cobalto II	Co^{2+}
CO_3^{2-}	carbonato	Cobre II	Cu^{2+}
$C_2O_4^{2-}$	oxalato	Estanho II	Sn^{2+}
$Fe(CN)_6^{3-}$	ferricianeto	Estrôncio II	Sr^{2+}
$Fe(CN)_6^{4-}$	ferrocianato	Ferro II	Fe^{2+}
Fósforo:		Magnésio	Mg^{2+}
$H_2PO_2^{2-}$	hipofosfito	Manganês II	Mn^{2+}
HPO_3^{2-}	fosfito	Mercúrio	Hg^{2+}
PO_4^{3-}	(orto)fosfato	Níquel II	Ni^{2+}
PO^{3-}	metafosfato	Platina II	Pt^{2+}
$P_2O_7^{4-}$	pirofosfato	Rádio	Ra^{2+}
Nitrogênio:		Zinco	Zn^{2+}
NO_2^-	nitrito	Trivalentes:	
NO_3^-	nitrato	Alumínio	Al^{3+}
Enxofre:		Antimônio III	Sb^{3+}
S^{2-}	sulfeto	Arsênio III	As^{3+}
SO_3^{2-}	sulfito	Bismuto	Bi^{3+}
SO_4^{2-}	sulfato	Cobalto III	Co^{3+}
$S_2O_3^{2-}$	tiossulfato	Crômio	Cr^{3+}
$S_2O_8^{2-}$	persulfato	Ferro III	Fe^{3+}
Outros:		Níquel III	Ni^{3+}
CrO_4^{2-}	cromato	Ouro III	Au^{3+}
$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato	Tetravalentes:	
MnO_4^-	permanganato	Chumbo IV	Pb^{4+}
MnO_4^{2-}	manganato	Estanho IV	Sn^{4+}
MnO_3^{2-}	manganito	Manganês IV	Mn^{4+}
AlO_2^-	aluminato	Platina IV	Pt^{4+}
ZnO_2^{2-}	zincato		
SiO_3^{2-}	metassilicato		
SiO_4^{4-}	(orto)silicato		

Continua...

Ânions		Cátions	
SnO_2^{2-}	estanito	Pentavalentes:	
SnO_3^{2-}	estanato	Antimônio V	Sb^{5+}
PbO_2^{2-}	plumbito	Arsênio V	As^{5+}
PbO_3^{2-}	plumbato		
AsO_3^{3-}	arsenito		
AsO_4^{3-}	arseniato		
SbO_3^{3-}	antimonito		
SbO_4^{3-}	antimoniato		
BO_3^{3-}	borato		
SiF_6^{2-}	fluorsilicato		
$PtCl_6^{4-}$	cloroplatinato		

Outros tipos de sal

Sais ácidos ou hidrogenossais

São sais que apresentam hidrogênios ionizáveis em sua estrutura, resultado de uma reação de neutralização parcial.

Exemplos: $NaHCO_3$ – (mono)hidrogeno-carbonato de sódio;
Na_2HPO_4 – (mono)hidrogeno-fosfato de sódio.

Sais básicos ou hidroxissais

São sais que apresentam hidroxilas em sua estrutura, também resultado de uma reação de neutralização parcial.

Exemplos: $Al(OH)_2Cl$ – dihidroxi-cloreto de alumínio;
$Al_2(OH)Cl$ – (mono)hidroxi-cloreto de alumínio.

Sais duplos ou mistos

São sais derivados de dois ácidos (ou duas bases) diferentes.

Exemplos: $KNaSO_4$ – sulfato duplo de sódio e potássio;
$CaClBr$ – cloreto-brometo de cálcio.

Sais hidratados ou hidratos

São sais que possuem moléculas de água integradas ao seu arranjo cristalino. A água presente em sais desse tipo é denominada *água de hidratação* ou *água de cristalização*.

Exemplo:

$CuSO_4 . 5 H_2O$ – sulfato de cobre (II) penta-hidratado.

Solubilidade dos sais em água

A solubilidade dos sais em água varia (a 25ºC e 1atm) de sal para sal e também com a temperatura. De modo genérico e simplificado, podemos, em primeira aproximação, estabelecer as linhas gerais da solubilidade dos sais em água:

Sais geralmente solúveis	Exceções importantes (insolúveis)
Nitratos (NO_3^-)	–
Acetatos (CH_3COO^-)	–
Cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-)	Ag^+, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}

Sais geralmente insolúveis	Exceções importantes (solúveis)
Sulfetos (S^{2-})	NH_4^+, Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Fr^+, Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Ra^{2+}
Acetatos (CH_3COO^-)	NH_4^+, Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Fr^+
Cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-)	NH_4^+, Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Fr^+

Óxidos

São compostos binários cujo elemento mais eletronegativo é o oxigênio.

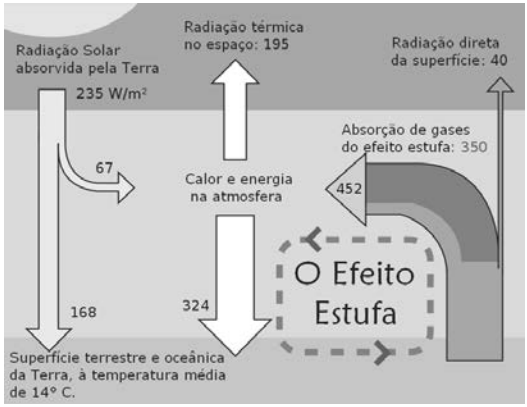
Alguns dos mais importantes minerais presentes na natureza ocorrem na forma de óxidos, tais como a hematita (óxido de ferro) e a bauxita (óxido de alumínio). Outros são obtidos a partir do tratamento de sais, como a cal virgem (óxido de cálcio), produzida pela decomposição térmica do carbonato de cálcio.

Há também óxidos gasosos, como o CO_2, CO, SO_2, SO_3, entre outros, muitos deles produzidos a partir da queima de combustíveis fósseis. Atualmente, alguns dos importantes problemas ambientais, tais como a chuva ácida, o efeito estufa e a presença de ozônio na baixa atmosfera, são decorrência da presença excessiva desses óxidos.

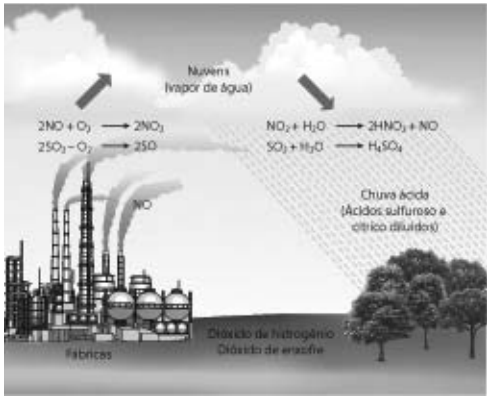
Ardelfin/Morguefile

Poluição do ar na Cidade do México.

Rugby471/Creative Commons



Esquematização do efeito estufa.



Formação da chuva ácida.

Tipos de óxido

Óxidos básicos

São formados por metais cujo cátion, em regra, possui uma carga baixa (+1, +2 ou +3). Consistem em óxidos que reagem com água, produzindo uma base, ou com um ácido, produzindo água e sal.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

$$Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$$

São compostos sólidos iônicos que apresentam pontos de fusão e de ebulição elevados. Os óxidos de metais alcalinos e alcalinoterrosos reagem com água; os demais são pouco solúveis nesse composto.

Quando o elemento forma apenas um óxido, seu nome será estruturado da seguinte forma:

óxido de [nome do elemento]

Quando o elemento forma dois (ou mais) óxidos, seu nome será:

- para o íon de maior carga:

  óxido [nome do elemento]ico

- para o íon de menor carga:

  óxido de [nome do elemento]oso

Quando o elemento formar dois ou mais óxidos, podemos indicar, com algarismo romano, a carga do íon metálico em questão. Outra prática é prefixar o número de átomos de oxigênio e o número de átomos do elemento formador do óxido.

Exemplos:

FeO - óxido de ferro (II), óxido ferroso ou (mono)óxido de (mono)ferro;

Fe_2O_3 - óxido de ferro (III), óxido férrico ou trióxido de diferro.

Cu_2O - óxido de cobre(I), óxido cuproso ou monóxido de dicobre;

CuO - óxido de cobre (II), óxido cúprico ou (mono)óxido de (mono)cobre.

Óxidos ácidos ou anidridos

São formados por não metais ou por metais cujo cátion, em regra, possui uma carga elevada. Reagem com água,

produzindo um ácido, ou com uma base, produzindo água e sal.

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

$CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4$

$SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

Normalmente, esses compostos têm seus nomes estruturados conforme o número de átomos de oxigênio e o número de átomos do elemento formador, como segue:

___óxido de [nome do elemento]

Exemplos:

CO_2 - dióxido de carbono;
N_2O_3 - trióxido de dinitrogênio;
N_2O_5 - pentóxido de dinitrogênio.

Óxidos anfóteros

Comportam-se às vezes como óxidos básicos, outras vezes como óxidos ácidos. Reagem com substâncias de caráter químico pronunciado: ou ácido forte ou base forte.

Exemplos:

$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$

$ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$

$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

$Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow NaAlO_2 + H_2O$

Óxidos neutros

Não reagem com água, nem com ácidos ou bases. São formados por não metais e apresentam-se como gases em condições ambientes. Os mais comuns são:

CO - monóxido de carbono;

NO - monóxido de (mono)nitrogênio;

N_2O - monóxido de dinitrogênio.

Óxidos duplos, mistos ou salinos

Comportam-se como se fossem formados por dois outros óxidos. São metálicos, sólidos e de estrutura iônica.

Exemplos:

Fe_3O_4 – ($FeO + Fe_2O_3$) – tetróxido de triferro;

Pb_3O_4 – ($2PbO + PbO_2$) – tetróxido de trichumbo.

Teste seu saber

1. (Unicamp) A irrigação artificial do solo pode ser feita de várias maneiras. A água utilizada para irrigação é proveniente de lagos ou rios e contém pequenas quantidades de sais dissolvidos. Sabe-se que, desde a mais remota Antiguidade, a irrigação artificial intensa pode levar à salinização do solo, tornando-o infértil, principalmente em locais onde há poucas chuvas. Em regiões onde chove regularmente, de modo a não ser necessária a irrigação, a salinização não ocorre. Como se explica a salinização do solo? Por que a água da chuva não provoca salinização?

2. Equacione as seguintes reações de neutralização total e dê o nome dos sais formados:

a) $H_3PO_4 + Fe(OH)_3 \longrightarrow$

b) $HCl + NaOH \longrightarrow$

c) $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow$

3. A expressão "neutralizar a acidez", comum, por exemplo, em propagandas de medicamentos e xampus, faz parte do vocabulário de muitas pessoas. Com base nos conceitos químicos discutidos neste capítulo, explique o significado dessa expressão.

4. (UFPI) Após exagerar nas comemorações dos festejos de final de ano, um indivíduo foi acometido de azia (acidez estomacal excessiva). O mais aconselhável é que ele ingira, com um pouco de água:

a) vinagre.

b) suco de laranja.

c) bebida alcoólica.

d) suco de limão.

e) leite de magnésia.

5. Adicionando gotas de limão ao chá mate, verificamos alteração na cor do chá por causa da ação do ácido presente no suco do limão. Como retornar à cor original? (Conselho: não beba o chá ao fim da experiência).

6. O ácido clorídrico comercial, vendido com o nome de ácido muriático, é muito empregado na limpeza de pisos de pedra. Entretanto, ele não deve ser usado em piso de mármore, em virtude da reação que ocorre entre esse ácido e o carbonato de cálcio constituinte do mármore. Na limpeza de uma casa, acidentalmente, caiu um pouco de ácido muriático sobre o piso de mármore. O dono da casa agiu rapidamente. Absorveu o ácido com um pano e, a seguir, espalhou sobre o local atingido um dos seguintes "produtos" comumente encontrados numa residência: ácido acético (vinagre), água, hidróxido de amônio ("amoníaco") ou sal de cozinha. Entre essas opções, o dono escolheu a melhor. Qual foi essa opção? Justifique sua resposta.

7. (UFRJ) O ácido clórico é um ácido forte, utilizado como catalisador em reações de polimerização e como agente oxidante. Soluções aquosas desse ácido podem causar grande irritação na pele e nas mucosas. Equacione a reação química envolvida quando este ácido é neutralizado completamente por hidróxido de alumínio e dê o nome do sal formado.

8. (Fuvest) A principal substância química presente no giz pode ser obtida pela reação entre ácido sulfúrico e hidróxido de cálcio. Qual o nome dessa substância? Escreva a reação que a produz, indicando o nome do outro composto simultaneamente produzido.

9. Quando o solo é excessivamente ácido, agricultores procuram diminuir a acidez por meio da adição de substâncias com propriedades alcalinas. Com essa finalidade, um dos produtos utilizados é o:

a) NaCl.

b) CaO.

c) Na_2SO_4.

d) NH_4NO_3.

e) $KClO_4$.

10. De uma certa substância, faz-se as afirmações a seguir:

I. Reage com ácido, dando sal e água.
II. Em presença de água, sofre dissociação iônica parcial.
III. Em solução aquosa, torna a fenolftaleína vermelha.

A substância que se enquadra nas propriedades descritas é:

a) $BaSO_4$.

b) CH_4.

c) $Mg(OH)_2$.

d) SO_3.

e) HCl.

11. (PUC-MG) Urtiga é o nome genérico dado a diversas plantas da família das urticácias, cujas folhas são cobertas de pelos finos, os quais liberam ácido fórmico (H_2CO_2), que, em contato com a pele, produz uma irritação. Dos produtos de uso doméstico a seguir descritos, o que você utilizaria para diminuir essa irritação?

a) Vinagre.

b) Sal de cozinha.

c) Óleo.

d) Coalhada.

e) Leite de magnésia.

12. Na reação de neutralização total do ácido sulfídrico com o hidróxido de potássio, há formação de sal e água. A fórmula e o nome correto desse sal são, respectivamente:

a) K_2SO_4 e sulfato de potássio.

b) K_2SO_3 e sulfito de potássio.

c) KS e sulfeto de potássio.

d) K_2S e sulfato de potássio.

e) K_2S e sulfeto de potássio.

13. **Um caminhão transportando ácido sulfúrico capotou, derramando o ácido na estrada. O ácido foi totalmente neutralizado por uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Essa neutralização pode ser corretamente representada pelas equações a seguir.**

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow X + 2H_2O$$

$$H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow Y + H_2O$$

As substâncias X e Y são, respectivamente:

a) Na_2SO_4 e $NaHSO_4$.

b) $NaHSO_4$ e Na_2SO_4.

c) Na_2SO_3 e Na_2SO_4.

d) Na_2SO_4 e $NaHSO_3$.

e) $NaHSO_3$ e Na_2SO_4.

14. **(UFPR) A nomenclatura de um sal inorgânico pode ser derivada formalmente da reação entre um ácido e uma base. Assinale a coluna à direita (que contém as fórmulas dos sais produzidos) de acordo com sua correspondência com a coluna à esquerda (contém os pares ácido e base).**

1. Ácido nítrico com hidróxido ferroso ( ) $NaNO_3$
2. Ácido nítrico com hidróxido férrico ( ) $Fe(NO_3)_3$
3. Ácido nítrico com hidróxido de sódio ( ) $Fe(NO_2)_3$
4. Ácido nitroso com hidróxido de sódio ( ) $Fe(NO_3)_2$
5. Ácido nitroso com hidróxido férrico ( ) $NaNO_2$

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta da coluna à direita, de cima para baixo.

a) 3, 1, 2, 5, 4.

b) 5, 4, 1, 2, 3.

c) 4, 5, 2, 1, 3.

d) 3, 2, 5, 1, 4.

e) 4, 3, 1, 5, 2.

15. **(Mack) O ferro é um dos elementos mais abundantes na crosta terrestre. Em Carajás, o principal minério de ferro é a hematita, óxido de ferro (III), cuja fórmula é:**

a) FeO.

b) Fe_3O.

c) FeO_3.

d) Fe_2O_3.

e) Fe_3O_2.

16. **(Mack) Em recipientes fechados e amplos, o gás carbônico em excesso pode ser retirado pela sua reação com o hidróxido de lítio, produzindo carbonato de lítio e água. A equação que apresenta as fórmulas das substâncias e o balanceamento corretos é:**

a) $CO_2 + LiOH \longrightarrow Li_2CO_3 + H_2O$.

b) $CO_2 + 2LiOH \longrightarrow Li_2CO_3 + H_2O$.

c) $CO_2 + Li_2OH \longrightarrow LiCO_3 + H_2O$.

d) $CO_2 + Li(OH)_2 \longrightarrow Li(CO_3)_2 + H_2O$.

e) $CO_2 + Li_2O \longrightarrow Li_2CO_3$.

17. **(Vunesp) Quando os gases NO_2 e SO_3 entram em contato com a umidade do ar, originam um efeito de poluição conhecido como "chuva ácida". Isso ocorre porque se formam:**

a) monóxido de nitrogênio (NO) e ácido sulfídrico (H_2S) em água.

b) água oxigenada e monóxido de carbono, ambos tóxicos.

c) gás carbônico e fuligem (carvão finamente dividido).

d) ácido carbônico, nitratos e sulfatos metálicos solúveis.

e) ácido nítrico (HNO_3) e ácido sulfúrico (H_2SO_4).

18. **(Vunesp) Quando se coloca ácido clorídrico sobre uma concha do mar, ela é totalmente dissolvida e há desprendimento de um gás. Este gás é o mesmo que é exalado na respiração animal. Portanto, o sal insolúvel que constitui a carapaça da concha do mar é:**

a) $CaCO_3$.

b) $CaSO_4$.

c) CaF_2.

d) $Ca(NO_3)_2$.

e) $Ca(OH)_2$.

19. **(Mack) A argamassa, que é um produto usado por pedreiros para assentar tijolos, é uma mistura de cal extinta, areia e água. A cal extinta (hidróxido de cálcio) combina-se com o gás carbônico do ar, produzindo carbonato de cálcio, que endurece e prende a areia e, consequentemente, os tijolos. A equação corretamente balanceada que representa a reação entre a cal extinta e o gás carbônico é:**

a) $Ca(HCO_3)_2 + CaO \longrightarrow 2CaCO_3 + H_2O$.

b) $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$.

c) $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$.

d) $2Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow 2CaCO_3 + H_2O$.

e) $2CaHCO_3 + CaO \longrightarrow 3CaCO_3 + H_2O$.

20. **(Ufes) Considere a sequência de reações:**

$S + O_2 \longrightarrow I$

$I + H_2O \longrightarrow II$

$FeO + II \longrightarrow III + H_2O$

$Mg + 1/2\ O_2 \longrightarrow IV$

$IV + H_2O \longrightarrow V$

As funções dos compostos I, II, III, IV e V são, respectivamente:

a) óxido ácido, ácido, sal, óxido básico e hidróxido.

b) óxido ácido, ácido, óxido básico, sal e hidróxido.

c) ácido, óxido ácido, sal, óxido básico e hidróxido.

d) ácido, óxido ácido, hidróxido, sal e óxido básico.

e) sal, ácido, óxido ácido, hidróxido e óxido básico.

10 Transformações químicas

Como definido anteriormente, fenômeno ou transformação é toda ocorrência que implica a alteração de pelo menos uma variável definidora de um sistema.

Para a ocorrência de um fenômeno químico, é necessária uma interação acompanhada de uma transformação.

Por interação entende-se a ação entre pelo menos duas entidades, podendo ser entre duas ou mais matérias-primas ou entre matéria-prima e energia.

Por transformação entende-se uma ocorrência na qual a matéria-prima (reagente) é consumida para dar origem a novos materiais, os produtos deste processo.

Toda transformação química pode ser entendida por uma reação química ou por um conjundo de reações desse tipo.

Para que ocorra uma reação química, não é obrigatoriamente necessária a presença de dois reagentes. Existem interações que ocorrem a partir de um único reagente.

Em qualquer caso, deve haver formação de novos materiais.

Cathy Keifer/Fotolia

Os vagalumes apresentam fenômeno de bioluminescência, que ocorre devido à reação química de oxidação da luciferina.

Pakhnyushchyy/Dreamstime

Combustão, um clássico entre as reações químicas.

Reações químicas

Reações de síntese ou adição

São caracterizadas pela formação de um único produto a partir de dois ou mais reagentes.

$$A + B \rightarrow AB$$

Gareth Leung/Dreamstime

Um *flash* em ação.

$$Mg + O_2 \rightarrow MgO$$

No início do século XX, utilizava-se a reação de oxidação do magnésio a fim de se produzir luminosidade para uma fotografia.

Reações de decomposição ou análise

São caracterizadas pela presença de um único reagente, com formação de dois ou mais produtos.

$$XY \rightarrow X + Y$$

$$CaCO_3 \xrightarrow[\Delta]{} CaO + CO_2$$

Fotografiche/PhotoXpress

Extração de calcário ($CaCO_3$) em Carrara, cidade italiana localizada na região da Toscana.

Algumas reações de síntese recebem nomes especiais:

Pirólise: decomposição pelo calor; nas indústrias, é também chamada de *calcinação*.

Exemplo: $CaCO_3 \xrightarrow[\Delta]{} CaO + CO_2$

Fotólise: decomposição pela ação da luz.

Exemplo: $2AgCL \xrightarrow{Luz} 2Ag + Cl_2$

Eletrólise: decomposição por ação da eletricidade.

Exemplo: $2NaCl \xrightarrow{Elet} 2Na + Cl_2$

Reações de simples troca ou deslocamento

São caracterizadas pela presença de uma substância simples reagindo com uma substância composta.

Este tipo de reação pode ocorrer de duas formas distintas:

A) Quando a substância simples for um metal ou o hidrogênio (H_2)

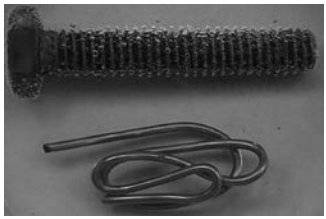
$$A + BC \rightarrow AC + B$$

Para que esta reação ocorra, deve-se analisar a ordem de reatividade dos metais, incluindo o hidrogênio:

Li, K, Rb, Cs, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Co, Ni, Pb, H, Cu, Ag, Pd, Pt, Au

AUMENTO DA REATIVIDADE

AUMENTO DA NOBREZA



Ramon Lamar/Leandro M. Lourenço/Creative Commons

Ação do ácido clorídrico sobre o ferro. Note a formação de bolhas (gás hidrogênio). Observe também que no caso do cobre não se formam bolhas.

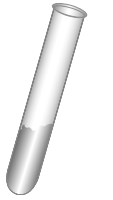
B) Quando a substância simples for um ametal

$$A + BC \rightarrow BA + C$$

Para que esta reação ocorra, deve-se analisar a ordem de reatividade dos ametais:

F, O, Cl, Br, I, S, C

AUMENTO DA REATIVIDADE

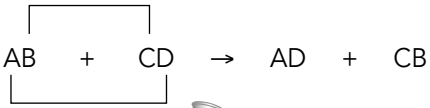


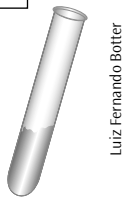
Júlio Dian

$$Cl_2(aq) + 2NaBr(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + Br_2(aq)$$

Reações de dupla-troca

São caracterizadas pela presença de duas substâncias compostas.





Reação de precipitação do iodeto de chumbo ($KI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow KNO_3 + PbI_2$).

Para que este tipo de reação se desenvolva, pelo menos uma das seguintes condições deve ocorrer (podendo ocorrer mais de uma simultaneamente).

A) Formação de pelo menos um produto menos ionizado ou menos dissociativo

Neste caso, verifica-se a formação de um não eletrólito ou um eletrólito mais fraco que os reagentes. Tal situação se verifica, por exemplo, com a formação de água, ácido fraco ou base fraca.

Saiba

Vale a pena relembrar:

Classificação dos ácidos

Hidrácidos: Fortes: HCl, HBr e HI;

Moderados: HF;

Fracos: os demais.

Ácidos oxigenados: f = x – y, onde:

f = fator que traduz a força do ácido

(f = número natural);

Continua...

x = número de hidrogênios ionizáveis;

y = número de oxigênios presentes na molécula.

Se f = 0, o ácido é fraco;

f = 1, o ácido é moderado;

f > 1, o ácido é forte.

Lembrete

Ácido carbônico (H_2CO_3) e ácido acético (H_3CCOOH) são considerados ácidos fracos.

Classificação das bases

Quanto à solubilidade em água, podemos classificar as bases em três categorias:

Solúveis: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH e NH_4OH;

Parcialmente solúveis: $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ e $Ba(OH)_2$;

Insolúveis: as demais.

Podemos associar a força de uma base à sua solubilidade. As bases solúveis são geralmente fortes, isto é, possuem alto grau de dissociação iônica. Assim, a partir da classificação descrita, temos:

Bases fortes: bases solúveis e parcialmente solúveis (exceção NH_4OH);

Bases fracas: NH_4OH e as demais bases.

Apenas o NH_4OH é uma base volátil, as demais são fixas (não voláteis).

B) Formação de pelo menos um produto volátil ou gás

Não se deve lavar pisos e peças de mármore com ácido muriático (nome comercial do ácido clorídrico), uma vez que esta reação implica a produção de gás carbônico, com deterioração do mármore.

Saiba

É bom saber!

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H_2O + CO_2$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons H_2O + NH_3$$

C) Formação de pelo menos um produto insolúvel

Neste caso, dizemos que há formação de precipitado (um sal ou uma base insolúvel, por exemplo).

Saiba

Solubilidade de sais em água

Sais de	Solúveis	Insolúveis
nitratos (NO_3^-) e acetatos (H_3CCOO^-)	todos	nenhum
cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-)	os demais	Ag^+, Pb^{2+}, Hg_2^{2+}
sulfatos (SO_4^{2-})	os demais	Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Pb^{2+}
sulfetos (S^{2-})	metais alcalinos, metais alcalinoterrosos e amônio	os demais
carbonatos (CO_3^{2-}) e fosfatos (PO_4^{3-})	metais alcalinos e amônio	os demais

Considerações adicionais

Reações com o oxigênio

O oxigênio é um não metal bastante reativo que consegue interagir com quase todos os demais elementos. A reação é, em geral, denominada *combustão* e produz óxidos de vários tipos.

Reações com hidrogênio

O hidrogênio reage com metais, formando hidretos sólidos, cristalinos, iônicos muito reativos e de caráter alcalino. Ao reagir com não metais, o hidrogênio forma hidretos gasosos, moleculares estáveis e de caráter ácido.

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

$$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$$

Reações com água

Os metais alcalinos e os alcalinoterrosos reagem rapidamente com a água à temperatura ambiente, produzindo hidrogênio gasoso e uma base, além de liberar muito calor. Metais comuns, como ferro e zinco, reagem com água quando aquecidos. Os metais nobres (Cu, Pt, Au etc.) não reagem.

Os hidretos metálicos reagem facilmente com a água:

$$NaH + HOH \rightarrow NaOH + H_2$$

Comportamento diante do calor

Dentre os hidrácidos, HF e HCl são bastante estáveis em relação ao calor. Os demais se decompõem quando aquecidos. Entre os ácidos oxigenados, H_2SO_4 é o mais estável; HNO_3 e H_3PO_4 são relativamente estáveis; os demais, em regra, se decompõem, gerando água e o anidrido correspondente.

Entre as bases, os hidróxidos alcalinos são muito estáveis. Os demais se decompõem pelo calor, gerando água e o óxido correspondente.

Os sais são significativamente mais estáveis que os ácidos e as bases. No entanto, quando o ácido e/ou a base forem sensíveis ao calor, essa característica refletirá em seus sais.

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

Os óxidos são muito estáveis em relação ao calor; poucos deles sofrem decomposição.

$$2Ag_2O \rightarrow 4Ag + O_2$$

$$N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$$

Acondicionamento correto de ácidos e bases

Com exceção do HF, os ácidos podem ser guardados em frascos de vidro. O HF deve ser guardado em frasco de plástico.

Frascos feitos com metais mais reativos que o H não podem ser usados para guardar ácidos.

Bases podem ser acondicionadas em frascos plásticos, mas não em vidro, pois reagem com ele (isto é, com o SiO_2 presente no vidro).

Alguns metais, como zinco, estanho, chumbo e alumínio, reagem tanto com ácidos como com bases. Não podem ser, pois, usados para acondicionar bases.

Teste seu saber

1. Considere soluções aquosas de $NaNO_3$, $Pb(NO_3)_2$ e KCl. Misturando-se essas soluções duas a duas, obtêm-se os seguintes resultados:

$NaNO_3 + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$ não há reação

$NaNO_3 + KCl \rightarrow$ não há reação

$Pb(NO_3)_2 + KCl \rightarrow$ forma-se precipitado

Escreva a equação da reação de precipitação. Qual substância constitui o precipitado? Justifique sua resposta, baseando-se nas informações fornecidas.

2. Observe a sequência de reações:

$X \rightarrow Q + CO_2$

$Q + H_2O \rightarrow Z$

$Z + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$

O composto X é:

a) CCl_4.
b) C_2H_5Cl.
c) $CaCl_2$.
d) CaO.
e) $CaCO_3$.

3. **Estruturas interiores do corpo humano podem ser caracterizadas, através de radiografia, pelo uso de sulfato de bário ($BaSO_4$), que é opaco aos raios X. O sulfato de bário pode ser preparado segundo a reação:**

$Na_2SO_4 + \_\_\_\_\_ \rightarrow BaSO_4 + 2NaBr$

O composto que completa a equação é:

a) $Ba(OH)_2$.
b) BaO.
c) $BaBr_2$.
d) $Ba(BrO_3)_2$.
e) HBr.

4. **As equações químicas:**

$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$

$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$

$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

$N_2O_4 \rightarrow 2NO_2$

Representam, respectivamente, reações de:

a) dupla-troca, adição, análise, deslocamento e decomposição.
b) dupla-troca, adição, análise, simples troca e decomposição.
c) simples troca, dupla-troca, síntese, análise e deslocamento.
d) deslocamento, síntese, dupla-troca, adição e análise.
e) síntese, dupla-troca, simples troca, análise e adição.

5. Misturam-se duas soluções preparadas com o mesmo solvente. Indique dois fatos, observáveis a olho nu, que demonstrem a ocorrência de uma reação química nesse processo.

6. A sequência que representa, respectivamente, reações de síntese, análise, simples troca e dupla-troca são:

I. $Zn + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + Pb$

II. $FeS + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S$

III. $2NaNO_3 \longrightarrow 2NaNO_2 + O_2$

IV. $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$

a) I, II, III e IV.
b) III, IV, I e II.
c) IV, III, I e II.
d) I, III, II e IV.
e) II, I, IV e III.

7. Dada a equação iônica:

$Na^{1+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) + H^{1+}(aq) + Cl^{1-}(aq) \longrightarrow$ efervescência + íons,

concluímos que:
a) a efervescência é devida à formação de NaCl.
b) Na_2CO_3 é um sal insolúvel em água.
c) H_2CO_3 é um precipitado.
d) NaCl é insolúvel em água.
e) H_2CO_3 se decompõe em H_2O e CO_2.

8. (Fuvest) A decomposição térmica do dicromato de amônio é representada pela equação:

$1(NH_4)_2Cr_2O_7 \longrightarrow N_2 + Cr_xO_y + zH_2O$

Os valores de *x*, *y* e *z* são, respectivamente:
a) 2, 3 e 4.
b) 2, 7 e 4.
c) 2, 7 e 8.

d) 3, 2 e 4.
e) 3, 2 e 8.

9. **(Mack) Observando a equação: $2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \rightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$, podemos concluir que:**
a) o ácido clorídrico não pode ser guardado em recipiente de alumínio.
b) nessa reação há formação de duas substâncias sólidas.
c) o balanceamento da equação está incorreto.
d) o alumínio, no $AlCl_3$, tem número de oxidação igual a zero.
e) representa uma reação de dupla-troca.

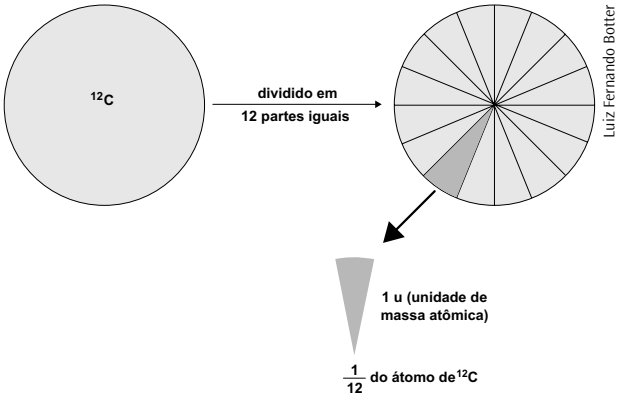
11 Grandezas químicas

Para se exprimir uma grandeza, costuma-se compará-la a um padrão conveniente. Uma massa de 10 kg, por exemplo, corresponde a dez vezes a massa padrão de 1 kg. O quilograma é uma unidade de medida conveniente para pesarmos tomates, por exemplo, mas, para pesarmos átomos, o quilograma seria uma unidade de medida muito grande. A determinação da massa de átomos, moléculas ou íons requer um padrão de medida compatível, isto é, algo que também tenha massa muito pequena, comparável à massa dos átomos.

Unidade de massa atômica (u)

A unidade de massa atômica (u), padrão de medida de átomos, é assim definida:

Uma unidade de massa atômica (u) corresponde a 1/12 da massa do isótopo do carbono-12.



Divisão da unidade de massa atômica.

A massa do átomo é obtida tomando-se como referência a unidade de massa atômica (unidade unificada de massa atômica).

A massa atômica (MA) traduz a massa do átomo expressa em u e indica quantas vezes a massa de um átomo é maior que 1/12 da massa do átomo de carbono-12.

Exemplos:

- O átomo de ^{24}Mg é 24 vezes mais pesado que 1/12 da massa do átomo de carbono-12. Portanto, diz-se que a MA do Mg é igual a 24 u.
- O átomo de ^{1}H possui massa igual a 1/12 da massa do átomo de carbono-12. Portanto, a MA do H é igual a 1 u.

Massa atômica (MA)

A maioria dos elementos é formada por uma mistura de isótopos, isto é, de átomos que possuem o mesmo número atômico, mas têm números de nêutrons diferentes, o que acarreta diferentes massas. Sendo assim, como calcular a massa de um elemento químico?

Veja o caso do neônio: sua massa atômica (MA) é determinada calculando-se a média ponderada das massas atômicas dos seus isótopos, que são três:

Isótopos	MA (u)	Constituição (%)
20Ne	20,00	90,92
21Ne	21,00	0,26
22Ne	22,00	8,82

$$MA_{Ne} = \frac{\{(20,00 \cdot 90,92) + (21,00 \cdot 0,26) + (22,00 \cdot 8,82)\}}{100}$$

$$MA_{Ne} = 20,179 \text{ u}$$

Saiba

Não confunda!

número de massa ≠ massa atômica de um átomo ≠ massa atômica de um elemento

Número de massa (A): representa o número de partículas presentes no núcleo atômico, que é um número natural.

Massa atômica de um átomo: número real que expressa a massa do átomo.

Massa atômica de um elemento: média ponderada das massas de seus isótopos, sendo também um número real.

Massa molecular (MM)

Indica a massa de uma molécula e é também expressa em unidade de massa atômica (u).

A massa de uma molécula pode ser calculada através da soma das massas atômicas de todos os átomos dos constituintes da substância analisada.

Considere a substância sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, e as massas atômicas de cada um de seus elementos constituintes:

Hidrogênio (H): MA = 1,0 u;

Carbono (C): MA = 12,0 u;

Oxigênio (O): MA = 16,0 u.

Então:

$MM_{sacarose} = (12 \cdot 12{,}0) + (22 \cdot 1{,}0) + (11 \cdot 16) = 342{,}0$ u

Nota: compostos iônicos (que conceitualmente não são moléculas) têm suas massas calculadas da mesma forma.

Constante de Avogadro

Para saber quantos átomos, moléculas, íons, elétrons ou outras partículas há em uma amostra de certa substância, a relação se estabelece através da *constante de Avogadro*.

A constante de Avogadro (N_A) indica o número de entidades (átomos) presentes em 0,012 kg (12g) de ^{12}C.

$$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ (valor aproximado)}$$

Mol

É definido como a "quantidade de matéria" de um sistema que contém $6{,}02 \cdot 10^{23}$ unidades elementares. Assim, pode-se ter 1 mol de átomos, de moléculas, de íons, de prótons, de elétrons, de outras partículas etc.

Resumidamente, podemos dizer:

$1\ mol_{átomos} = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos

Ou

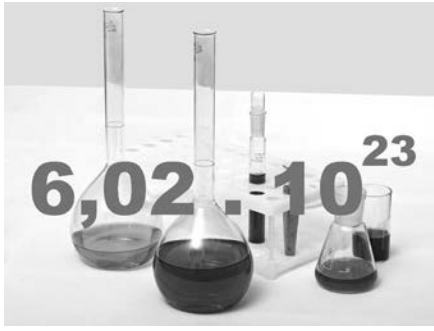
$1\ mol_{moléculas} = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas

Exemplo: 1 mol de átomos de carbono = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono.

Saiba

Para efeito de cálculo, muitas vezes utiliza-se $6 \cdot 10^{23}$ em lugar de $6{,}02 \cdot 10^{23}$

SG/PhotoXpress



Frascos com substâncias químicas.

Massa molar (M)

Massa molar é a massa de um mol de entidades (moléculas, átomos, íons etc.) de qualquer substância.

A massa molar relaciona a massa, em gramas, de uma espécie química com um mol dessa espécie. Ou, de outra forma, tem como unidade g/mol.

No caso dos elementos químicos, ela é numericamente igual à própria massa atômica do elemento. Veja:

Elemento	MA	Massa molar (M)
C	12 u	12 g/mol
Na	23 u	23 g/mol

Para uma substância, a massa molar é numericamente igual à sua massa molecular.

Substância	MM	Massa molar (M)
H2O	18 u	18 g/mol
$C_6H_{12}O_6$	342 u	342 g/mol

Fórmula centesimal

A *fórmula centesimal*, algumas vezes denominada *composição centesimal* ou *composição percentual*, refere-se às porcentagens em massa dos elementos formadores da substância considerada. Por representar uma proporção em massa existente na substância, a fórmula centesimal é sempre constante para cada substância.

Exemplos:

1. A análise de 0,40 g de certo composto encerra 0,28 g de ferro e 0,12 g de oxigênio. Determine sua fórmula centesimal.

Resolução:
O problema se resolve por simples relação de proporção:

0,40 g de composto → 0,28 g de ferro
100 g → x

x = 70% de ferro

0,40 g de composto → 0,12 g de ferro
100 g → y

y = 30% de oxigênio

2. Calcule a composição centesimal do H_2SO_4.

Resolução:
A massa molecular do ácido sulfúrico é:

MM = (2 . 1,0) + (1 . 32,0) + (4 . 16,0) = 98,0 u

Cálculo das porcentagens:

98 g de composto → 2 g de hidrogênio
100 g → x

x = 2,04% de H

98 g de composto → 32 g de enxofre
100 g → y

y = 32,65% de S

98 g de composto → 64 g de hidrogênio
100 g → z

z = 65,32% de O

Fórmula mínima

A *fórmula mínima, empírica* ou *estequiométrica*, indica os elementos formadores da substância, bem como a proporção em número de átomos desses elementos.

Exemplo:

Calcular a fórmula mínima de um composto que apresenta 43,4% de sódio (Na), 11,3% de carbono (C) e 45,3% de oxigênio (O). (Dados: $MA_C = 12$; $MA_O = 16$; $MA_{Na} = 23$.)

Resolução:

Divide-se cada uma das porcentagens pelas respectivas massas atômicas, determinando uma proporção em número de átomos:

$$\text{Na: } x = \frac{43,4}{23} = 1,88$$

$$\text{C: } y = \frac{11,3}{12} = 0,94$$

$$\text{O: } z = \frac{45,3}{32} = 2,82$$

Como essa proporção deve ser em números inteiros, divide-se os valores encontrados pelo menor deles:

$$\text{Na: } x = \frac{1,88}{0,94} = 2$$

$$\text{C: } y = \frac{0,94}{0,94} = 1$$

$$\text{O: } z = \frac{2,88}{0,94} = 3$$

Obtém-se, assim, a fórmula mínima: Na_2CO_3.

Fórmula molecular

Indica os elementos formadores da substância e o número exato de átomos de cada elemento na molécula dessa substância.

Teste seu saber

(Dados – Massas Atômicas: H: 1; Li: 7; C: 12; N: 14; O: 16; Al: 27; P: 31; S: 32; Cl: 35,5; Fe: 56; Hg: 200.)

1. O álcool iodado, mistura de etanol com iodo, corresponde ao líquido avermelhado de alguns termômetros, mas também é bastante usado como desinfetante. Sabendo que um frasco de álcool iodado contém

5,0 mols de etanol (C_2H_6O), qual a massa de etanol que poderá ser encontrada nesse frasco?

2. Em um grama de grafite de lápis há, aproximadamente, 5×10^{22} átomos de carbono. Suponha que, para escrever as palavras "Machado de Assis", um aluno gastou 0,06 g de grafite. Qual o número de átomos de carbono gasto?

3. Um professor de Química, ao corrigir a resposta do aluno, apontou como erro a frase: *"Em 9 g de água há meia molécula de H_2O"*. Aponte o absurdo dessa afirmação e reescreva-a corretamente.

4. Tem-se uma amostra de 560 g de ferro (Fe) e outra de lítio metálico (Li) de mesma massa. Em qual amostra há maior número de átomos? Justifique.

5. Determine a massa molar das seguintes substâncias:
a) NH_3.
b) $C_3H_6O_2$.
c) H_3PO_4.
d) CH_4.
e) H_2SO_4.

6. Um homem foi ao restaurante e alimentou-se da seguinte forma:

Alimento	Quantidade	Teor de Ferro
Carne de boi	200 g	0,074 g
Verduras	80 g	0,024 g
Ovo	50 g	0,008 g
Arroz	80 g	0,003 g
Leite	150 g	0,003 g

Qual a quantidade de átomos de ferro (Fe) ingerida?

7. 100 mols de um composto correspondem a 6 kg. Qual a massa molar do referido composto?

8. Os motores a dísel lançam na atmosfera diversos gases, entre eles anidrido sulfuroso (SO_2) e monóxido de carbono (CO). Uma amostra dos gases emitidos por um motor a dísel foi recolhida; observou-se que ela continha 0,1 mol de anidrido sulfuroso e 0,5 mol de monóxido de carbono. Determine a massa, em gramas, do monóxido de carbono contido nessa amostra.

9. Cinco dúzias de moléculas $H_4P_2O_7$ contêm:
a) 20 dúzias de átomos H.
b) 10 átomos P.
c) 35 átomos O.
d) 240 dúzias de átomos H.
e) 120 dúzias de átomos P.

10. Cinco mols de $H_4P_2O_7$ contêm:
a) 5 mols de átomos H.
b) 10 átomos P.
c) 10 mols de átomos P.
d) 7 mols de átomos O.
e) 6×10^{23} mols de átomos H.

11. A massa molecular da água é 18,0. Em face dessa afirmação, a alternativa correta é:
a) 1 g de água tem 18 mols de água.
b) 1 mol de água tem 18 moléculas de água.
c) 1 molécula de água pesa 18 g.
d) 1 molécula de água tem a massa de 18 g.
e) 18 g é a massa de $6,0 \times 10^{23}$ moléculas de água.

12. Qual é a massa em gramas de uma única molécula de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?

13. Um medicamento contém 90 mg (0,090 g) de ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$) por comprimido. Quantas moléculas dessa substância há em cada comprimido?

14. Quantas moléculas existem em 88 g de dióxido de carbono (CO_2)?

15. Um composto $Al_2(XO_4)_3$ apresenta massa molar 342 g. Determine a massa atômica do elemento X.

16. Uma pessoa normal elimina por dia cerca de 30 g de ureia, pela urina. Quantos átomos de nitrogênio, $CO(NH_2)_2$, são eliminados diariamente através da urina?

17. Uma pessoa usou 6,84 g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) para adoçar o café. Depois de bebê-lo, considerando apenas a sacarose: quantas moléculas essa pessoa terá ingerido? E quantos mols de carbono? E quantos átomos de oxigênio?

18. (Unisa-SP) As fórmulas mínimas de acetileno (C_2H_2), glicose ($C_6H_{12}O_6$), água oxigenada (H_2O_2) e sulfato de sódio (Na_2SO_4) são respectivamente:
a) C_2H_2, $C_6H_{12}O_6$, H_2O_2 e Na_2SO_4.
b) C_2H_2, CH_2O, H_2O_2 e Na_2SO_2.
c) CH, CH_2O, HO e Na_2SO_4.
d) CH, $C_3H_4O_3$, HO e Na_2SO_4.
e) C_2H_2, $C_3H_6O_3$, H_2O_2 e Na_2SO_4.

19. A composição centesimal de uma substância é de 40% de carbono, 6,7% de hidrogênio e 53,3% de oxigênio. A fórmula mínima dessa substância é:
(Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u)
a) CH_2O.
b) $C_2H_3O_2$.
c) C_2H_4O.
d) $C_{12}HO_{16}$.
e) $C_3H_6O_6$.

20. A fórmula mínima de uma substância é CH_2, e sua massa molecular é 70 u. A fórmula molecular dessa substância é:
(Dados: H = 1 u C = 12 u)
a) C_3H_6.
b) C_5H_{10}.
c) C_5H_{12}.
d) C_3H_8.
e) $C_{10}H_5$.

21. (Fuvest) Uma substância X tem fórmula mínima CH_2NO e massa molecular 88 u. O número de átomos existentes na molécula X é:
(**Dados:** H = 1 u; C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u)

a) 4.
b) 5.
c) 6.
d) 8.
e) 10.

22. (PUC-Campinas) Em 0,5 mol de quinina, substância utilizada no tratamento da malária, há 120 g de carbono, 12 g de hidrogênio, 1 mol de átomos de nitrogênio e 1 mol de átomos de oxigênio. Pode-se concluir que a fórmula molecular da quinina é:
(**Dados:** C = 12 u; H = 1 u; N = 14 u; O = 16 u)

a) $C_{20}H_{12}N_2O_2$.
b) $C_{20}H_{24}N_2O_2$.
c) $C_{10}H_{12}NO$.
d) $C_{10}H_6N_2O_2$.
e) C_5H_6NO.

23. (Mack) Ao se analisar um óxido de elemento não metálico Y, encontrou-se a proporção de 1,5 mols de átomos de oxigênio para 1 mol de átomos de Y. A fórmula desse óxido pode ser:

a) OF_2.
b) SO_3.
c) CO_2.
d) Fe_2O_3.
e) N_2O_3.

12 Transformações gasosas

Vivemos rodeados por uma camada de gases conhecida como atmosfera, sem a qual seria impossível a manutenção da vida no planeta. A matéria no estado gasoso tem inúmeras aplicações. Entre elas podemos citar os gases utilizados em sistemas de refrigeração de geladeiras e aparelhos de ar-condicionado (que realizam trocas de calor) e em alguns *sprays* que utilizam um gás para empurrar líquidos para fora da embalagem (gases propelentes). A possibilidade de expansão e compressão dos gases, propriedades características desse estado da matéria, permite o funcionamento dos motores à explosão interna dos automóveis, por exemplo.

Para se descrever uma determinada massa gasosa, é preciso levar em consideração ao menos três fatores: a pressão, o volume e a temperatura – as variáveis de estado – de um gás.

Define-se pressão (P) como a relação entre uma força (F) aplicada e a área (S) sobre a qual a força atua ($P = F/S$).

Para um gás, a pressão está relacionada à força exercida sobre as paredes do recipiente com as quais ele se choca continuamente. Quanto maior a frequência e a intensidade desses choques, maior a pressão exercida pelo gás.

Observe, no entanto, que a definição de pressão apresentada se baseia na interação entre o gás e a superfície que o confina (sólida ou líquida). Para se definir pressão de um gás em função de suas propriedades, é necessário entender o que é um gás e como ele se comporta. Esse é o objetivo da *teoria cinética dos gases*.

Os gases da atmosfera exercem uma força sobre a superfície do nosso planeta, resultando no que denominamos *pressão atmosférica*.

A pressão é comumente expressa em atmosferas (atm), milímetros de mercúrio (mmHg), torricelli (torr) e pascal (Pa), entre outras unidades.

Saiba

Para converter uma unidade em outra podemos utilizar:

$1\ atm = 760\ mmHg = 760\ torr$

$1\ mmHg = 1\ torr = 1/760\ atm$

$1\ Pa = 1\ N/m^2$ (unidade do SI)

O *volume* de um gás representa o espaço físico que esse gás ocupa. As unidades comumente utilizadas são: litros (L), metros cúbicos (m^3), decímetros cúbicos (dm^3), entre outras. Para conversão entre unidades de medida, podemos relacionar:

$1\ m^3 = 10^3\ dm^3 = 10^3\ L$

$1\ dm^3 = 1\ L = 10^{-3}\ m^3$

$1\ dm^3 = 1\ L = 10^3\ cm^3 = 10^3\ mL$

$1\ cm^3 = 1\ mL = 10^{-3}\ dm^3 = 10^{-3}\ L$

A *temperatura* de um sistema expressa a agitação entre as partículas do gás. Quanto maior for a temperatura, mais agitadas estarão essas partículas e, portanto, maior será a energia cinética média.

A temperatura pode ser expressa em graus Celsius (°C), graus Fahrenheit (ºF), kelvin (K), entre outras. Muito frequentemente, no entanto, trabalha-se com a temperatura na escala kelvin, visto que algumas definições exigem que a temperatura esteja em uma escala absoluta.

Para converter uma medida de temperatura da escala Celsius para a escala kelvin (e vice-versa) utilizamos a relação:

$$T_K = T_C + 273$$

onde: T_K = temperatura em kelvin

t_C = temperatura em graus Celsius.

Teoria cinética dos gases

Para explicar as propriedades dos gases, foi desenvolvida a *teoria cinética dos gases*, que pode ser resumida nos seguintes itens:

1º) Todo gás é constituído de um número enorme de moléculas.

2º) As moléculas possuem dimensões desprezíveis em relação às distâncias médias entre elas.

3º) As moléculas movem-se continuamente em todas as direções; por isso, os gases ocupam todo o volume do recipiente que os contém.

4º) Entre as moléculas de um gás, só há interação quando há colisão entre elas. As colisões ocorrem em um breve intervalo de tempo, desprezível se comparado ao intervalo de tempo médio decorrente entre uma colisão e outra. Entre duas colisões, as moléculas separadas executam movimento retilíneo uniforme.

5º) Devido a essa movimentação livre, ocorrem choques das moléculas entre si e contra as paredes internas do recipiente que contém o gás. As colisões são perfeitamente elásticas, isto é, não há perda nem ganho de energia para o meio. A energia cinética total das moléculas permanece constante.

Essas hipóteses fornecem uma ideia razoável do comportamento de um gás e, a partir delas, pode-se demonstrar que a pressão P exercida por N moléculas em um recipiente de volume V, onde cada molécula possui massa m, pode ser expressa por:

$$P = \frac{N \cdot m \cdot v^2}{3V}$$

onde v (minúsculo) representa a média das velocidades das moléculas.

Cuidado!

Média de velocidade não é velocidade média. Um grupo de veículos se desloca por uma via em um intervalo de tempo Δt. Cada um possui uma velocidade média. A média das velocidades é uma referência ao grupo.

Para n mols de um gás de massa molecular M, a expressão toma a forma:

$$P = \frac{n \cdot M \cdot v^2}{3V}$$

A teoria cinética permite também estabelecer uma expressão para a temperatura T de uma amostra de gás:

$$T = \frac{m \cdot v^2}{3R}$$

ou

$$T = \frac{M \cdot v^2}{3k}$$

Sendo: R a constante universal dos gases perfeitos de valor igual a 8,31 $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$, e
k a constante de Boltzmann, cujo valor no SI é $1,38 \cdot 10^{-23}$ J/K.

Estas últimas relações nos mostram que a temperatura de um gás está relacionada com a energia das partículas que o constituem, denominada *energia interna*. Tal conceito será discutido adiante.

Alteração da pressão de um gás

Para se alterar a pressão de um gás, é necessário alterar o número de colisões entre as partículas e as paredes internas do recipiente que o confina. Para tanto, uma possibilidade é alterar o volume do recipiente.

Diminuindo-se o volume do recipiente, mantendo inalterada a temperatura e a massa do gás, as partículas que compõem a substância gasosa estarão mais próximas umas das outras, e o número de colisões deve aumentar, elevando a pressão do gás. Por analogia, aumentando-se o volume, a pressão do gás diminui.

Outra possibilidade para se alterar o número de colisões implica variar a temperatura. Para uma determinada massa gasosa, considerando inalterado o volume, um aumento da temperatura implica o aumento da energia cinética média das partículas e, por conseguinte, as colisões se tornam mais intensas. Assim, a elevação da temperatura provoca aumento de pressão, e a diminuição da temperatura provoca diminuição da pressão.

Resumidamente, considerando uma amostra de gás de massa constante:

- à temperatura constante, pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais;
- à volume constante, pressão e temperatura sãograndezas diretamente proporcionais.

Saiba

Por que o milho para pipoca estoura?

Andry Ki/Photl

Pipoca.

O milho é muito duro e retém pequenas bolhas de ar em seu interior. Quando o milho é esquentado, o ar retido dentro dele tenta expandir-se, aumentando mais de vinte vezes o seu volume. As moléculas do ar movimentam-se com rapidez e pressionam cada vez mais fortemente as paredes resistentes das pequenas bolhas, até que elas se rompem, e os grãos de milho originam pipocas leves e macias.

Fonte: <http://www.cdcc.sc.usp.br/quimica/index.html>

Condições Normais de Temperatura e Pressão

Quando um gás encontra-se à temperatura de 0 °C e sob pressão de 1 atmosfera (1 atm, pressão ao nível do mar ou pressão normal), dizemos que ele se encontra em Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP, CN ou TPN).

Tipos de transformação gasosa

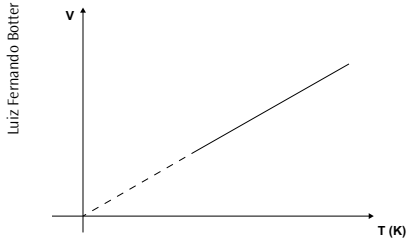
Do que foi exposto, podemos notar que, em uma transformação gasosa qualquer, há alteração de pelo menos duas variáveis de estado. Assim, considerando um gás que se comporta conforme descrito pela teoria cinética (gás ideal ou gás perfeito), três situações particulares podem ser explicitadas:

Transformação	Característica	Expressão matemática
Isobárica	Pressão constante	$\frac{V^i}{T^i} = \frac{V^f}{T^f}$
Isotérmica	Temp. constante	$P^i.V^i = V^f.T^f$
Isocórica	Volume constante	$\frac{P^i}{T^i} = \frac{P^f}{T^f}$

Transformação isobárica (Lei de Charles/Gay-Lussac)

A pressão constante, o volume ocupado por uma massa fixa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

$$\frac{V^i}{T^i} = \frac{V^f}{T^f}$$



Luiz Fernando Botter

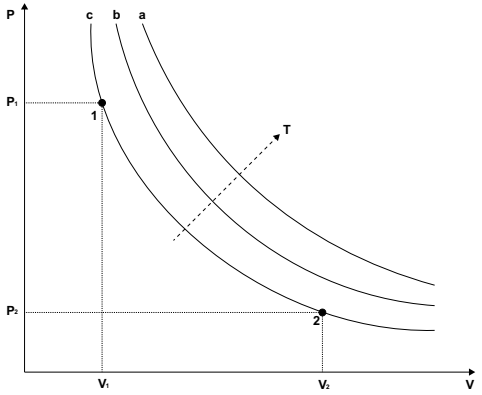
Representação gráfica da transformação isobárica.

Observe que a temperatura se apresenta em uma escala absoluta. O segmento tracejado representa situações em que o gás já não existe.

Transformação isotérmica (Lei de Boyle-Mariotte)

À temperatura constante, determinada massa de gás ocupa um volume inversamente proporcional à pressão exercida sobre ele.

$$P^i.V^i = V^f.T^f$$



Luiz Fernando Botter

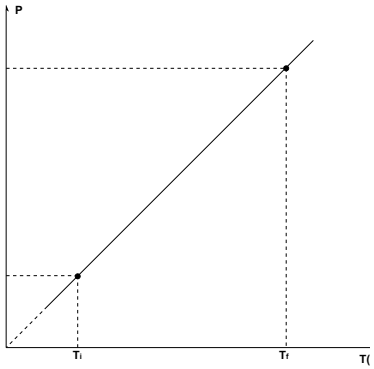
Representação gráfica da transformação isotérmica.

Cada uma das curvas *a*, *b* e *c* representa uma isoterma ($T_a > T_b > T_c$).

Transformação isocórica (Lei de Charles/Gay-Lussac)

O volume constante, a pressão exercida por determinada massa fixa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

$$\frac{P^i}{T^i} = \frac{P^f}{T^f}$$



Luiz Fernando Botter

Representação gráfica da transformação isocórica.

Isocório: do grego *isócoros*, "que tem a mesma quantidade" (nesse caso, em volume). Outro sinônimo é *isométrico*.

Exemplos:

1. Uma câmara usada por mergulhadores tem volume de 10,3 m^3 e funciona sob pressão de 4,5 atm. Qual o volume que o ar ocuparia quando submetido a uma pressão de 1,0 atm, na mesma temperatura?

Resolução:

$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$

$10,3 \cdot 4,5 = 1 \cdot V_f$

$V_f = 46,35\ m^3$

2. Um balão selado, quando cheio de ar, tem volume de 50,0 m^3 a 22 °C e a uma dada pressão, o balão é aquecido. Assumindo que a pressão se mantenha constante, a que temperatura estará o balão quando seu volume for 60,0 m^3?

Resolução:

As temperaturas devem estar expressas na escala Kelvin: $T_K = t_C + 273$

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

$$\frac{50,0}{295} = \frac{60,0}{T_f}$$

$$T_f = 354 \text{ K}$$

3. Certa massa de gás hélio, mantida em um recipiente fechado a -33 °C, exerce uma pressão de 1,5 atm. Calcule a qual temperatura a pressão do gás hélio nesse recipiente será igual 0,25 atm.

Resolução:

Para uma massa de gás a volume constante, vale a relação:

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

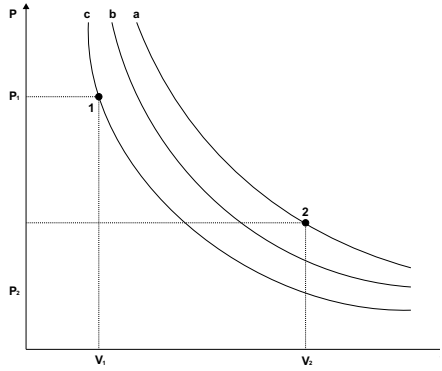
onde as temperaturas devem ser expressas na escala Kelvin: $T_K = t_C + 273$

$$\frac{1,5}{250} = \frac{0,25}{T_f}$$

$T_f = 41,66...$ a 41,7K

Equação geral dos gases

Com base na representação do gráfico a seguir, considere a transformação de uma determinada massa gasosa, em que o estado inicial é descrito pelo ponto 1 e o estado final pelo ponto 2. Essa transformação não se enquadra em nenhuma das três situações particulares descritas anteriormente. Podemos, no entanto, tratá-la como um par de transformações, uma isobárica (de *c* para *a*, a partir de 1) seguida de uma isotérmica.



Luiz Fernando Botter

Representação gráfica de uma transformação isobárica seguida de uma transformação isotérmica.

Pode-se demonstrar que, em casos como este, vale a relação, denominada *equação geral dos gases*:

$$\frac{(P_i \cdot V_i)}{T_i} = C \qquad \text{sendo C uma constante}$$

o que nos leva a:

$$\frac{(P_i \cdot V_i)}{T_i} = \frac{(P_f \cdot V_f)}{T_f}$$

onde os índices *i* e *f* representam dois estágios distintos quaisquer defasados por um intervalo de tempo, podendo inclusive representar os estágios inicial (i) e final (f).

Exemplo:

A partir de dados enviados de Vênus por sondas espaciais norte-americanas e russas, pode-se considerar que, em certos pontos da superfície desse planeta, a temperatura é de 327 °C e a pressão atmosférica é de 100 atm. Sabendo-se que na superfície da Terra o volume de um mol de um

gás ideal é 24,6 L a 27 °C e 1,0 atm, qual seria o valor desse volume nesses pontos de Vênus?

Resolução:

Lembrando que as temperaturas devem ser expressas em Kelvin ($T_K = t_C + 273$), a partir da equação geral dos gases, temos:

$$\frac{(P_i \cdot V_i)}{T_i} = \frac{(P_f \cdot V_f)}{T_f}$$

$$\frac{(100 \cdot V_i)}{600} = \frac{(1{,}0 \cdot 24{,}6)}{300}$$

$$100 \cdot 300 \cdot V_i = 600 \cdot 1 \cdot 24{,}6$$

$$V_i = 0{,}492 \text{ L}$$

Volume molar

O volume molar de um gás é aquele ocupado por um mol desse gás. Nas CNTP (0°C e 1atm), este valor é de 22,4 L.

Equação de Clapeyron

Um mol de um gás contém sempre um número fixo de moléculas.

$$\frac{P \cdot V}{T} = K$$

Se tivermos 1 mol de gás, o valor de K é constante; podemos chamá-lo de R. Então:

$$\frac{P \cdot V}{T} = K \quad \text{ou } P.V = R.T$$

Podemos então generalizar a equação para qualquer quantidadede matéria do gás (n mols):

$P.V = n.R.T$

Onde R é a constante universal dos gases, sendo:

$R = 0{,}082 \text{L.atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} = 8{,}31 \text{Pa.m}^3.\text{mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Não podemos esquecer do valor de R quando a pressão for em mmHg: R= 62,3 mmHg.L.mol^{-1}.K^{-1}

Exemplo:

Qual o volume de um balão contendo 44,0 g de gás hélio, utilizado em parques de diversões ou em propagandas, num dia em que a temperatura é de 28 °C e a pressão no interior do balão é igual a 2,5 atm?

Resolução:

28°C = 301 K, portanto, resolvendo a fórmula P . V = n . R . T, temos:

2,5 . V = 11 . 0,082 . 301

V = 108,6 L

Pressão parcial – Lei de Dalton – Misturas gasosas

A pressão parcial de um componente de uma mistura é a pressão que ele possuiria se estivesse sozinho, no mesmo volume e à mesma temperatura em que se encontra a mistura.

$P_A = X_A . P$

onde P_A é a pressão parcial do gás A, X_A é a fração molar do gás A, e P é a pressão total da mistura.

A fração molar pode ser assim expressa:

$$X_A = \frac{n_A}{n}$$

sendo n_A o número de mols da espécie A, e n o número total de mols da mistura gasosa.

Exemplo:

Dois recipientes, A e B, contêm, respectivamente, O_2 e N_2 a 25 °C e são ligados por uma válvula. O recipiente A contém 1,5 L de O_2 a 0,5 atm; o recipiente B contém 0,5 L de N_2 a 1,0 atm. Abrindo-se a válvula, os dois gases se misturam. Desprezando-se o volume no interior da válvula e supondo

que a temperatura no interior do conjunto não sofra alteração, pergunta-se, em relação à mistura final:

a) Qual é a pressão total?

b) Quais são as frações molares dos gases?

c) Quais são suas pressões parciais?

Resolução:

$$\frac{P_t \cdot V_t}{T_t} = \frac{P_A \cdot V_A}{T_A} + \frac{P_B \cdot V_B}{T_B}$$

a) Como a temperatura é constante e idêntica para ambos os gases, podemos escrever:

$P_t \cdot V = P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B$

$P_t \cdot 2{,}0 = 0{,}5 \cdot 1{,}5 + 1{,}0 \cdot 0{,}5$

$P_t = 0{,}625$ atm

b) A quantidade de mols de cada gás pode ser assim calculada:

$P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A$

$0{,}5 \cdot 1{,}5 = n_A \cdot 0{,}082 \cdot 298$

$n_A = 0{,}0307$ mol

$P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B$

$1{,}0 \cdot 0{,}5 = n_B \cdot 0{,}082 \cdot 298$

$n_B = 0{,}0205$ mol

$n = 0{,}0307 + 0{,}0205 = 0{,}0512$ mol

$X_A = 0{,}0307/0{,}0512 = 0{,}5996$ ou 60%

$X_B = 0{,}0205/0{,}0512 = 0{,}4004$ ou 40%

c) As pressões parciais serão:

$P_A = X_A \cdot P_T = 0{,}5996 \cdot 0{,}625 = 0{,}375$ atm

$P_B = X_B \cdot P_T = 0{,}4004 \cdot 0{,}625 = 0{,}250$ atm

Volume parcial – Lei de Amagat

O volume parcial de um componente de uma mistura é o volume que ele possuiria se estivesse sozinho, à mesma pressão e à mesma temperatura em que se encontra a mistura.

$$V_A = X_A \cdot V_t$$

onde V_A é o volume parcial do gás A, X_A é a fração molar do gás A e *v* é o volume total da mistura.

Exemplo:

(FAAP) Uma mistura gasosa formada por CO_2, N_2 e CO ocupa um volume de 10 L e apresenta seus componentes com as respectivas pressões parciais: 0,20 atm, 0,40 atm e 0,30 atm. Calcule os volumes parciais para os componentes da mistura.

Resolução:

A pressão total da mistura será

P = 0,20 + 0,40 + 0,30 = 0,90 atm.

Os volumes parciais podem ser assim calculados:

$V_A = X_A \cdot V = (0,2/0,9) \cdot 10 = 2,22$ L de CO_2

$V_B = X_B \cdot V = (0,4/0,9) \cdot 10 = 4,44$ L de N_2

$V_A = X_A \cdot V = (0,3/0,9) \cdot 10 = 3,33$ L de CO

Densidade absoluta dos gases

A densidade absoluta (d) ou massa específica de um gás, em determinada pressão e temperatura, pode ser calculada com o auxílio da equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$\frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{m}{V} = d$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Nas CNTP, temos : $d = \frac{M}{22,4}$

A partir dessa expressão, pode-se observar que:

a) a densidade absoluta de um gás diminui com o aumento da temperatura; e

b) para as mesmas condições de temperatura e pressão, comparando-se dois ou mais gases, o gás de maior massa molar possuirá maior densidade. As densidades dos gases são proporcionais às suas massas molares.

Exemplo:

Calcule a densidade absoluta do oxigênio (O_2) a 600 mmHg e 127 °C.

Resolução:

$d = P \cdot M/R \cdot T = (600).(32)/(62,3).(400) = 0,770$ g/L

Densidade relativa dos gases

A densidade relativa do gás A em relação ao gás B é o quociente entre as densidades absolutas de A e de B, ambas sendo medidas nas mesmas condições de temperatura e pressão.

$$d_{A,B} = d_A/d_B$$

Pode-se também escrever:

$$d_{A,B} = M_A/M_B$$

Difusão e efusão de gases

Um gás possui a propriedade de ocupar todo o espaço do recipiente que o confina. Quando dois ou mais gases

estão confinados em um mesmo recipiente ou ambiente, eles se misturam dando origem a uma mistura homogênea.

Descomplicando a Química

Nas mesmas condições de temperatura e pressão, o que "pesa mais": 1,0 L de oxigênio seco ou 1,0 L de oxigênio úmido?

Resolução:

Um litro de qualquer gás, medido nas mesmas condições de pressão e temperatura, possui exatamente o mesmo número total de moléculas. No caso do oxigênio seco, todas as moléculas são de O_2 (M = 32 g/mol); para o oxigênio úmido, algumas moléculas são de água (M = 18 g/mol), e por isso a massa total do sistema é menor. Portanto, um litro de oxigênio seco é mais denso ("pesa mais") que um litro de oxigênio úmido.

Generalizando, quando a massa molar de um gás (M_G) for menor que a massa molar da água — isto é, $M_G < 18$ —, o gás úmido é mais denso que o gás seco. Se $M_G = 18$, a densidade do gás não se altera com a umidade. Para os casos em que $M_G > 18$, o gás úmido é menos denso que o gás seco.

Esta propriedade de um gás se dispersar através de outro gás denomina-se *difusão gasosa*.

Em 1829, Thomas Graham, estudando a passagem de gases por pequenos orifícios — fenômeno denominado efusão gasosa —, propôs:

Em condições idênticas, as velocidades de efusão de dois gases são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas densidades absolutas.

Matematicamente, temos:

$$V_A / V_B = (d_B / d_A)^{1/2} \text{ ou } V_A / V_B = \sqrt{d_B / d_A}$$

ou ainda, a partir da expressão de densidade relativa de gases:

$$V_A / V_B = (M_B / M_A)^{1/2} \text{ ou } V_A / V_B = \sqrt{M_B / M_A}$$

Teste seu saber

1. **Dispomos de 22,4 L de oxigênio que se acham à pressão de 2,0 x 105 N/m² (R = 8,3 unidades do SI). Podemos afirmar que:**
a) sua temperatura é 273 K.
b) sua temperatura é 546 K.
c) sua temperatura é $(5,4 \times 10^5)$ K.
d) sua temperatura é $(2,7 \times 10^5)$ K.
e) não temos dados suficientes para calcular sua temperatura.

2. **(Furg-RS) Uma certa quantidade de gás ideal, inicialmente à pressão P_0, volume V_0 e temperatura T_0, é submetida à seguinte sequência de transformações:**
I. é aquecida a pressão constante até que sua temperatura termodinâmica triplique;
II. é resfriada a volume constante até que a temperatura atinja o valor inicial T_0;
III. é comprimida a temperatura constante até que atinja a pressão inicial P_0.

Ao final desses três processos, podemos afirmar que o volume final do gás será igual a:
a) $V_0/9$.
b) $V_0/3$.
c) V_0.
d) $3V_0$.
e) $9V_0$.

3. **Uma certa massa gasosa é comprimida isotermicamente até que sua pressão torne-se 4 vezes maior do que o valor inicial. Se a densidade inicial do gás era de 0,2 g/L, sua densidade final será, em g/L:**
a) 0,2.
b) 0,4.
c) 0,8.

d) 1,0.
e) 2,0.

4. **Uma pessoa calibra os pneus de seu carro em um posto de gasolina. O manômetro do posto indica a pressão 26 libras/pol^2, e a temperatura neste momento é de 17 °C. Após rodar alguns quilômetros, devido ao atrito com a estrada, a temperatura do ar no interior dos pneus atinge 37 °C. Considerando desprezível a dilatação dos pneus, qual sua nova pressão em libras/pol^2?**

5. **Um gás, a 27 °C, tem volume de 2.000 cm^3 e pressão de 0,9 atm. Determine a nova pressão do gás se ele for comprimido isotermicamente até que seu volume seja reduzido de 10% do seu valor inicial.**

6. **Um *freezer* foi ligado quando a temperatura do ar em seu interior era 27 °C e a pressão exercida por ele sobre as paredes internas era 700 mmHg. Determine a pressão exercida pelo ar interior quando a temperatura baixar para -23 °C. Explique por que se torna difícil abrir a porta do *freezer* após seu fechamento.**

7. **(Vunesp) Duas amostras de um gás perfeito submetidas a uma mesma pressão ocupam volumes iguais quando a temperatura da primeira é 10 °C e da segunda 100 °C. A relação entre os números de mols é:**
a) 1:1,32. b) 1:0,76. c) 1:10. d) 1:0,1. e) 1:0,33.

8. **(Uespi) Sob certas circunstâncias, o comportamento de um gás real aproxima-se daquele previsto para um gás ideal. Isso acontece quando o gás real é submetido a:**
a) altas pressões e baixas temperaturas.
b) altas pressões e altas temperaturas.
c) baixas pressões e altas temperaturas.
d) baixas pressões e baixas temperaturas.
e) baixas temperaturas.

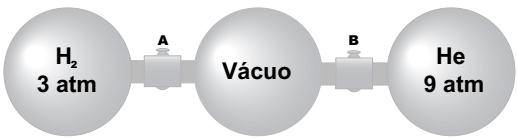
9. **(Unimep) Assinale a alternativa correta.**
a) Nas CNTP, o volume ocupado por um mol de certo gás ideal depende do número de moléculas.
b) Na equação de Clapeyron (pV = nRT), o valor de R depende das unidades de pressão e volume.

c) Numa transformação de estado de um gás, a pressão sempre aumenta com o aumento de volume.
d) As variáveis de estado de um gás são: massa, volume e número de moléculas.

10. **(PUC-Campinas) Um recipiente rígido contém gás perfeito sob pressão de 3 atm. Sem deixar variar a temperatura, são retirados 4 mols do gás, fazendo com que a pressão se reduza a 1 atm. O número de mols existente inicialmente no recipiente era:**
a) 6.
b) 8.
c) 10.
d) 12.
e) 16.

11. **Num balão de 200 L de capacidade, mantido à temperatura constante de 300 K, são colocados 110 L de nitrogênio a 5,0 atm e 57 oC, 80 L de oxigênio a 2,5 atm e -23 °C, e 50 L de neônio a 3,2 atm e 47 oC. A pressão total da mistura gasosa é:**
a) 4,45 atm.
b) 5,00 atm.
c) 5,70 atm.
d) 7,50 atm.
e) 9,90 atm.

12. **(UFRGS) Se o sistema representado a seguir for mantido a uma temperatura constante, e se os três recipientes possuírem o mesmo volume, após se abrirem as válvulas A e B, a pressão total nos três recipientes será:**



Luiz Fernando Botter

a) 3 atm.
b) 4 atm.
c) 6 atm.
d) 9 atm.
e) 12 atm.

13. Em um recipiente com capacidade para 80 L, são colocados 4,06 mols de um gás X e 15,24 mols de um gás Y, exercendo uma pressão de 6,33 atm. Podemos afirmar que a temperatura em que se encontra essa mistura gasosa é:

a) 300 K.
b) 320 K.
c) 150 K.
d) 273 K.
e) 540 K.

14. (UEL) Considere a mistura de 0,5 mol de CH_4 e 1,5 mol de C_2H_6, contidos num recipiente de 30 L a 300 K. A pressão parcial do CH_4 é igual a:

a) 1,00 atm.
b) 0,82 atm.
c) 0,50 atm.
d) 0,41 atm.
e) 0,10 atm.

15. (UEM-PR) Numa mistura gasosa de CO_2 e N_2, a pressão total do sistema é 900 mmHg, sendo a fração molar do CO_2 igual a 2/3. A pressão parcial de N_2 será:

a) 300 mmHg.
b) 450 mmHg.
c) 500 mmHg.
d) 600 mmHg.
e) 1.350 mmHg.

16. A densidade absoluta do gás nitrogênio a 0 °C e 1 atm é, em g/L: (**Dado:** $N_2 = 28$ g/mol)

a) 3,45.
b) 2,45.
c) 4,45.
d) 2,75.
e) 1,25.

17. (UFTM-MG) A determinação da massa molar, associada a outras propriedades, auxilia na identificação de uma substância. Uma substância, no estado gasoso, apresenta densidade 1,5 g/L a 127 °C

e 1,64 atm. Considerando-se que esse gás segue a equação dos gases ideais (PV = nRT), então, a fórmula molecular da substância é:
(**Dado:** R = 0,082 atm.L.mol$_{-1}$.K$_{-1}$)
a) CH_4.
b) O_2.
c) NO.
d) CO.
e) SO_2.

18. (FEI-SP) A densidade absoluta do gás sulfídrico (H_2S) aumentará quando a:
a) pressão diminuir.
b) temperatura diminuir.
c) temperatura aumentar.
d) variação de pressão não afetar a densidade absoluta.
e) concentração do H_2S aumentar.

19. (PUC-Campinas) Comparando-se as densidades dos gases a seguir, nas CNTP, qual deles é o melhor para encher um balão que deve subir na atmosfera?
(**Dados:** densidade do ar = 1,29 g/L (CNTP); densidade de um gás = massa molar / volume molar (L)
a) CO_2.
b) O_3.
c) N_2.
d) Cl_2.
e) CH_4.

20. (ITA) Comprimindo-se um gás sob temperatura constante, resulta que a densidade do gás ____ e a energia cinética ____. Assinale alternativa que completa corretamente a frase anterior.
a) aumenta; aumenta.
b) aumenta; permanece constante.
c) aumenta; diminui.
d) permanece constante; permanece constante.
e) permanece constante; aumenta.

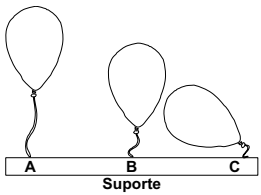
21. (Fuvest) Ao nível do mar e a 25 °C:
(Volume molar de gás = 25 L/mol; densidade do ar atmosférico = 1,2 g/L)

Júlio Dian

As bexigas A e B podem conter, respectivamente:

a) argônio e dióxido de carbono.
b) dióxido de carbono e amônia.
c) amônia e metano.
d) metano e amônia.
e) metano e argônio.

22. Conclui-se que as bexigas A, B e C foram preenchidas, respectivamente, com:



Luiz Fernando Botter

(Dados: massas molares (g/mol): H: 1,0; He: 4,0; C: 12; massa molar média do ar, 29 g/mol)

a) hidrogênio, hélio e metano.
b) hélio, metano e hidrogênio.
c) metano, hidrogênio e hélio.
d) hélio, hidrogênio e metano.
e) metano, hélio e hidrogênio.

23. (UEG-GO) Quando se abre um frasco de perfume, este se vaporiza, e as moléculas no estado gasoso se difundem através das moléculas do ar atmosférico, penetram nas fossas nasais e atingem as células do aparelho olfativo, produzindo uma sensação agradável. Sobre a difusão e a efusão, julgue as afirmativas a seguir:

I. Difusão é a propriedade de duas ou mais substâncias se misturarem espontaneamente, quando colocadas em presença uma da outra, dando misturas homogêneas.

II. A passagem de um gás por uma parede porosa é um fenômeno de efusão.

III. A uma mesma pressão e temperatura, a velocidade de efusão do $H_{2(g)}$ é quatro vezes maior que a do $O_{2(g)}$.

Assinale a afirmativa correta.

a) Apenas a proposição II é correta.
b) Apenas as proposições I e II são corretas.
c) Apenas as proposições II e III são corretas.
d) Apenas as proposições I e III são corretas.
e) Todas as proposições são corretas.

24. **(UFRGS) Um balão de borracha, desses usados em aniversários, cheio de ar, murcha após algum tempo. O fenômeno pode-se explicar pela:**

a) lei de Avogadro, que se refere à reatividade interna dos componentes.
b) efusão do gás contido no balão para o meio externo.
c) lei de Graham, que diz que a velocidade de difusão é diretamente proporcional à massa molar do gás.
d) alta densidade do gás usado para encher o balão.
e) pressão interna do gás, que enruga o balão.

25. **(UECE) Nas mesmas condições de pressão e temperatura, um gás X atravessa um pequeno orifício com velocidade três vezes menor que a do hélio. A massa molar de X é:**

(**Dado:** He = 4 g/mol)

Descomplicando a Química

(ITA) Sejam o recipiente (1), contendo 1 mol de H_2 (massa molecular M = 2), e o recipiente (2), contendo 1 mol de He (massa atômica M = 4), ocupando o mesmo volume, ambos mantidos sob a mesma pressão. Assinale a alternativa correta.

a) A temperatura do gás no recipiente 1 é menor que a temperatura do gás no recipiente 2.

Continua...

b) A temperatura do gás no recipiente 1 é maior que a temperatura do gás no recipiente 2.
c) A energia cinética média por molécula do recipiente 1 é maior que a do recipiente 2.
d) O valor médio da velocidade das moléculas no recipiente 1 é menor que o valor médio da velocidade das moléculas no recipiente 2.
e) O valor médio da velocidade das moléculas no recipiente 1 é maior que o valor médio da velocidade das moléculas no recipiente 2.

Resolução: alternativa E.

Considerando-se que os gases mencionados na questão estão sujeitos à mesma pressão, ocupando o mesmo volume e com o mesmo número de mols, a equação de Clapeyron nos mostra que ambos possuem a mesma temperatura.

A temperatura é uma medida da energia cinética média das partículas. Conclui-se que essa energia cinética média é a mesma para os dois gases mencionados.

A energia cinética, por sua vez, está relacionada com a massa e a velocidade de um corpo. Sabendo-se que as massas molares dos gases mencionados são diferentes, aquele que apresentar a menor massa molar deverá ter a maior velocidade média entre suas moléculas.

13 Leis das reações

As leis que regem as reações químicas foram definidas entre o final do século XVIII e início do século XIX. Essas leis são chamadas de *experimentais* ou *empíricas*, uma vez que resultam apenas de experiências de laboratório. São classificadas em *leis ponderais* e *leis volumétricas* e servem para relacionar quantidades de reagentes e produtos que participam de uma transformação. O cálculo dessas quantidades pode ser estabelecido por relações que envolvam massa, número de partículas (átomos ou moléculas) e/ou volume de reagentes e produtos. Hoje, essas leis perderam o caráter empírico e podem ser aplicadas a todas as reações que não modifiquem a estrutura nuclear do átomo.

Leis ponderais

São as leis que relacionam as substâncias participantes através de suas massas em determinada reação química. Vamos tratar de duas delas: a Lei de Lavoisier (também conhecida como Lei da Conservação da Massa) e a Lei de Proust (ou Lei das Proporções Constantes), que são amplamente utilizadas tanto em cálculos químicos quanto em relações no dia a dia, embora não nos demos conta delas.

Lei da Conservação da Massa (ou Lei de Lavoisier)

Podemos dizer que Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), nascido na França, foi talvez um dos primeiros cientistas de fato. Ele é considerado o fundador ou "pai" da Química moderna.

Antoine Laurent Lavoisier

Academie des Sciences, Paris, França

O diferencial de Lavoisier foi ter utilizado a balança como instrumento para controlar uma variável experimental, a massa. Antes dele, a Química não tinha propriamente o que conhecemos hoje como metodologia científica. Tinha lugar a alquimia de caráter místico e hermético, ou seja, seu conhecimento era pouco difundido.

Após inúmeras experiências, Lavoisier enunciou:

Quando uma reação química ocorre em um sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

$$\Sigma m_{reagentes} = \Sigma m_{produtos}$$

H_2	+	O_2	→	H_2O
4 g		32 g		36 g

Lei das Proporções Constantes (ou Lei de Proust)

Em 1797, Joseph Louis Proust (1754-1826), ao promover análises de substâncias puras, elaborou aquela que ficou conhecida como Lei das Proporções Constantes:

Toda substância apresenta uma proporção em massa na sua composição.

Se considerarmos a substância água, qualquer que seja sua origem (fonte, rio, mar, chuva etc.), poderemos observar que a proporção dos elementos hidrogênio e oxigênio será sempre a mesma: dois átomos de hidrogênio para um átomo de oxigênio, ou seja, "água é sempre água", isto é, H_2O.

H_2	+	O_2	→	H_2O
4 g		32 g		36 g
8 g		64 g		72 g
1 g		8 g		9 g
(f) g		8(f) g		9 (f) g

Esta lei foi importante historicamente porque sugeriu aos químicos que os compostos consistiam de combinações específicas de átomos.

Coleção Particular
Joseph Louis Proust

Uma consequência desta lei é que, tomando como exemplo uma receita de bolo, ao se multiplicar um dos ingredientes por um fator *f*, todos os demais devem ficar afetados do mesmo fator a fim de que o bolo, no final, tenha a mesma consistência, o mesmo sabor, a mesma aparência, isto é, seja mantida sua qualidade.

$$\frac{M_O}{M_H} \text{ e } \frac{M_{H_2O}}{M_H}$$

$$\frac{32}{4} = 8 \quad \frac{36}{4} = 9$$

$$\frac{64}{8} = 8 \quad \frac{72}{8} = 9$$

$$\frac{8}{1} = 8 \quad \frac{9}{1} = 9$$

Leis volumétricas

Referem-se às proporções entre os volumes das substâncias gasosas que participam de uma reação química. Elas relacionam os volumes das substâncias gasosas com o número de partículas nelas contido.

Lei volumétrica de Gay-Lussac

Os volumes das substâncias participantes de uma reação química, quando no estado gasoso e às mesmas temperatura

e pressão, guardam entre si uma proporção fixa expressa por números inteiros e pequenos.

Veja o que ocorre nessas duas experiências para produzir o cloreto de hidrogênio:

A) Se utilizarmos 10 L do gás hidrogênio, também precisaremos de 10 L do gás cloro para produzir 20 L de cloreto de hidrogênio.

gás hidrogênio + gás cloro → cloreto de hidrogênio
10 L 10 L 20 L

A relação entre os volumes é, portanto, 1:1:2.

B) Se utilizarmos 22,5 L do gás hidrogênio, também precisaremos de 22,5 L do gás cloro para produzir 45 L de cloreto de hidrogênio.

gás hidrogênio + gás cloro → cloreto de hidrogênio
22,5 L 22,5 L 45 L

Note que a relação entre os volumes permaneceu a mesma: 1:1:2. Isso indica que, para essa reação, há uma "relação de números inteiros e pequenos" que permanece constante.

Teste seu saber

1. **(UFG) Existem, pelo menos, duas correntes de pensamento que explicam o surgimento da vida em nosso planeta; uma é denominada "criacionista", e a outra, "evolucionista". Considerando-se as leis e os princípios da Química, o "criacionismo" contraria:**
a) o princípio de Heisenberg.
b) a lei de Lavoisier.
c) o segundo postulado de Bohr.
d) o princípio de Avogadro.
e) a lei de Hess.

2. **Acerca de uma reação química, considere as seguintes afirmações:**
I. A massa se conserva.
II. As moléculas se conservam.
III. Os átomos se conservam.

São corretas as afirmativas:
a) I e II apenas.
b II e III apenas.
c) I e III apenas.
d) I apenas.
e) III apenas.

3. Num recipiente foram misturados 5 g de hidrogênio com 42 g de oxigênio. Após a reação, pudemos observar, ao lado do oxigênio, a formação de 45 g de água. A massa do oxigênio em excesso é de:
a) 47 g.
b) 15 g.
c) 40 g.
d) 87 g.
e) 2 g.

4. A Lei de Proust diz: "Quando qualquer substância composta é formada, seus elementos se combinam entre si, numa proporção em massa rigorosamente definida". Sabendo-se que a água é formada numa proporção em massa igual a 1 g de hidrogênio para 8 g de oxigênio, a combinação de 5 g de hidrogênio com 24 g de oxigênio resultará em:
a) 18 g de água e 6 g de excesso de oxigênio.
b) 29 g de água.
c) 18 g de água e 2 g de excesso de hidrogênio.
d) 27 g de água e 2 g de excesso de hidrogênio.
e) 27 g de água e 2 g de excesso de oxigênio.

5. (UFMG) Um frasco que contém 1 L de água oxigenada (H_2O_2), na concentração de 1 mol/L, foi armazenado durante um ano. Após esse período, verificou-se que 50% dessa água oxigenada se tinha decomposto, como mostrado na equação:

$$2H_2O_{2(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que a massa de oxigênio produzida nesse processo é:
a) 8 g.
b) 16 g.
c) 17 g.
d) 32 g.
e) 64 g.

6. Para a reação $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$, quantos litros de trióxido de enxofre (SO_3) seriam produzidos a partir de 10 litros de O_2, considerando-se que todos os volumes foram medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão?

a) 5 L.
b) 10 L.
c) 20 L.
d) 30 L.
e) 40 L.

7. Em certo reator foram adicionados 6 litros de gás hidrogênio. Considerando a reação a seguir, calcule o volume, em litros, de amônia gasosa produzido. Considere que os gases estão submetidos a iguais condições de pressão e temperatura.

$H_2(g) + N_2(g) \rightarrow NH_3(g)$

a) 1 L.
b) 2 L.
c) 3 L.
d) 4 L.
e) 5 L.

8. Sob pressão e temperaturas constantes, aproximadamente quantos litros de ozônio (O_3) serão produzidos a partir de 2 L de oxigênio (O_2)?

a) 1,0 L.
b) 1,3 L.
c) 1,5 L.
d) 2,0 L.
e) 3,0 L.

9. Dados os resultados experimentais abaixo, numa reação

A + B $\rightarrow$ C + D, calcule os valores de *x*, *y*, *z* e *t*:

	Massa de A	Massa de B	Massa de C	Massa de D
1ª experiência	400 g	365 g	585 g	x
2ª experiência	120 g	y	z	t

10. A reação entre 23 g de álcool etílico e 48 g de oxigênio produziu 27 g de água, ao lado de gás carbônico. Qual a massa de gás carbônico obtida?

11. (Fuvest) Um lote de sal grosso, com especificação de conter no mínimo 90% de sal, é suspeito de estar adulterado com areia. A uma amostra de 250 g do produto seco foi adicionada quantidade suficiente de água e, após filtração, o resíduo, separado e seco, pesou 50 g. Justifique a conclusão possível.

Descomplicando a Química

1. (Fuvest) O prego que enferruja e o "palito de fósforo" que queima são exemplos de oxidações. No primeiro caso há um aumento de massa de sólido, e no outro há uma diminuição. Esses fatos contrariam a Lei de Lavoisier? Explique sua resposta para cada um dos fatos dados.

Resolução:

Em ambos os casos, o sistema reacional se encontra aberto. No primeiro caso, o processo incorpora oxigênio presente no ar. No segundo caso, há produção de gases, como o carbônico, que são liberados para o ambiente. Se os mesmos ensaios fossem feitos em presença de oxigênio em sistema fechado, a massa do sistema permaneceria constante, já que os gases consumidos e/ou produzidos estariam confinados no sistema reacional e seria possível perceber que não há violação da Lei de Lavoisier.

2. (Unicamp) Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), o iniciador da Química moderna, realizou, por volta de 1775, vários experimentos. Em um deles aqueceu 100 g de mercúrio em presença de ar, dentro de um recipiente de vidro fechado, obtendo 54 g de óxido vermelho de mercúrio, tendo ficado ainda sem reagir 50 g de mercúrio. Pergunta-se:
Qual a razão entre a massa de oxigênio e a de mercúrio que reagiram? Qual a massa de oxigênio que seria necessária para reagir com todo o mercúrio inicial?

Resolução:

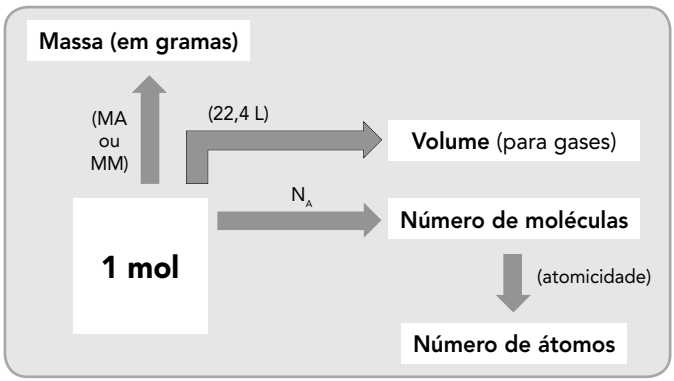
a) A razão entre as massas de oxigênio e de mercúrio que reagiram é de 4:50, ou 1:12,5.

b) 8,0 g, já que metade da massa de mercúrio não reagiu.

14 Aspectos quantitativos das reações químicas – Relações estequiométricas

As relações estequiométricas seguem, sobretudo, as Leis de Lavoisier e Proust e a Lei volumétrica de Gay-Lussac. Não por outro motivo, constituem relações de proporção. Não devemos esquecer que, havendo equações químicas, estas devem estar sempre balanceadas.

As relações de proporção, quer envolvam dois fatores referentes a uma única substância ou a substâncias distintas, podem ser estabelecidas através dos parâmetros massa, volume, número de átomos ou moléculas e quantidade de matéria. De qualquer forma, esses parâmetros podem ser relacionados através da base de cálculo 1 mol.



Relações massa-massa

Exemplo:

Calcule a massa de óxido cúprico obtida a partir de 2,54 g de cobre metálico.

Resolução:

Seja a equação balanceada $2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$, indicando que 2 mols de Cu produzem 2 mols de CuO.

Então, a partir das respectivas massas molares, estabelece-se uma proporção:

$$2 \cdot 63{,}5 \text{ g de Cu} \rightarrow 2 \cdot 79{,}5 \text{ g de CuO}$$
$$2{,}54 \text{ g} \rightarrow x$$
$$x = \frac{2{,}54 \cdot 2 \cdot 79{,}5}{2 \cdot 63{,}5} = 3{,}18 \text{ g de CuO}$$

Relações massa-volume

Exemplo:

Calcule o volume de gás carbônico obtido, nas condições normais de temperatura e pressão, por calcinação de 200 g de carbonato de cálcio.

Resolução:

Seja a equação balanceada: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$, indicando que 1 mol de carbonato de cálcio (M = 100 g/mol) produz 1 mol de gás carbônico.

Então, a partir das respectivas massas molares e do volume molar (22,4 L nas CNTP), estabelece-se uma proporção:

$$1 \cdot 100 \text{ g de } CaCO_3 \text{ ———— } 1 \cdot 22{,}4 \text{ L de } CO_2$$
$$200 \text{ g ———— } x$$
$$x = \frac{200 \cdot 22{,}4}{100} = 44{,}8 \text{ L de } CO_2 \text{ nas CNTP.}$$

Relações entre volumes

Exemplo:

Calcule o volume de gás nitrogênio necessário para a síntese de $6{,}8 \times 10^6$ L de amônia (NH_3) no sistema gasoso descrito pela reação a seguir, a 25 °C e 1,0 atm de pressão.

Sabe-se que, nessas condições, o volume de 1,0 mol de gás é 24,5 L.

$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

Resolução:

Seja a equação balanceada: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, indicando que cada 1 mol de nitrogênio reage com 3 mols de hidrogênio e produz 2 mols de gás amônio. Em se tratando de sistema gasoso, os coeficientes podem também expressar uma relação em volume, desde que todo o sistema esteja sujeito à mesma pressão e temperatura: cada 1 L de nitrogênio reage com 3 L de hidrogênio e produz 2 L de gás amônio.

$x\ L\ N_2 \rightarrow 6{,}8 \cdot 10^6\ L\ de\ NH_3$

$1 \cdot 24{,}5\ L \rightarrow 2 \cdot 24{,}5\ L$

$$x = \frac{24{,}5 \cdot 6{,}8 \cdot 10^6}{2 \cdot 24{,}5} = 3{,}4 \cdot 10^6\ L\ de\ N_2$$

Relações massa-quantidade de matéria

Exemplo:

Calcule a quantidade de matéria de gás carbônico obtida por decomposição térmica de 4.200 g de bicarbonato de sódio.

Resolução:

Seja a equação de decomposição térmica do bicarbonato de sódio devidamente balanceada:

$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$

indicando que cada 2 mols de $NaHCO_3$ fornece 1 mol de cada um dos produtos. Estabelece-se uma proporção a partir dos coeficientes estequiométricos e da massa molar do $NaHCO_3$ (M = 84 g/mol):

$2 \cdot 84\ g\ de\ NaHCO_3 \rightarrow 1\ mol\ de\ CO_2$

$4.200\ g \rightarrow x$

$x = 25\ mols\ de\ CO_2$

Enfim, pode-se estabelecer relações quantitativas entre dois ou mais parâmetros quaisquer associados a duas ou mais substâncias químicas envolvidas em uma reação química.

Reagente em excesso

Quando são dadas as quantidades de dois ou mais reagentes, deve-se tomar cuidado, uma vez que um dos reagentes deve estar em excesso. Deve-se ter, como base de cálculo, além dos coeficientes estequiométricos da reação, o reagente limitante do processo.

Exemplo:

Misturam-se 147 g de ácido sulfúrico com 100 g de hidróxido de sódio, promovendo uma reação de neutralização. Calcular:

a) a massa de sulfato de sódio formada;

b) a massa de reagente em excesso.

Resolução:

Seja a equação balanceada:

$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow 2H_2O + Na_2SO_4$

Então, com base nas respectivas massas molares, estabelece-se uma proporção. A partir da massa do ácido podemos calcular:

98 H_2SO_4 → 2 × 40 g de NaOH

147 g → x

x = 120 g de NaOH

Isso não é verdadeiro, uma vez que há apenas 100 g de NaOH. O ácido está em excesso e o reagente limitante é o hidróxido de sódio. Refazendo os cálculos, agora a partir de 100 g de NaOH, temos:

a) 142 g de Na_2SO_4 → 2 x 40 g de NaOH

y → 100 g

$$y = \frac{100 \cdot 142}{2 \cdot 40}$$

$y = 177{,}5$ g de Na_2SO_4

b) 98 g de H_2SO_4 → 2 x 40 g de NaOH

z → 100 g

$$z = \frac{98 \cdot 100}{2 \cdot 40}$$

$z = 122{,}5$ g de H_2SO_4

Há excesso de 24,5 g de H_2SO_4 no meio reacional.

Teste seu saber

1. (Unesp) O metano (CH_4), também conhecido por gás dos pântanos, é produzido pela decomposição de compostos orgânicos, na ausência de oxigênio, por determinadas bactérias e consumido na própria atmosfera. Quando 5 mols de metano reagem com 3 mols de oxigênio, o número de mols de gás carbônico (CO_2) liberados será igual a:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(vapor)}$$

a) 1,0 mol.
b) 1,5 mols.
c) 3,0 mols.
d) 3,5 mols.
e) 5,0 mols.

2. (Cefet-MG) O vinho torna-se ácido quando o etanol, C_2H_5OH, é convertido em ácido acético por meio da reação:

$$C_2H_5OH_{(aq)} + O_{2(g)} \rightarrow CH_3COOH_{(aq)} + H_2O$$

Considerando-se que, em uma garrafa, há um determinado volume de vinho contendo 4,6 g de etanol e que, depois de um certo tempo, 50% desse álcool acidificou-se, pode-se afirmar que a quantidade de ácido acético presente no vinho é:

(**Dados:** H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u)

a) 6,0 g.
b) 4,6 g.
c) 3,0 g.
d) 2,3 g.
e) 1,5 g.

3. **(Covest) Nas usinas siderúrgicas, a obtenção de ferro metálico a partir da hematita envolve a seguinte reação (não balanceada):**

$$Fe_2O_{3(s)} + CO_{(g)} \rightarrow Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Percebe-se dessa reação que o CO_2 é liberado para a atmosfera, podendo ter um impacto ambiental grave relacionado com o efeito estufa. Qual o número de moléculas de CO_2 liberadas na atmosfera quando um mol de óxido de ferro (III) é consumido na reação? Considere: número de Avogadro igual a 6×10^{23} mol^{-1}.

a) 6×10^{23}.
b) 24×10^{23}.
c) 12×10^{23}.
d) 36×10^{23}.
e) 18×10^{23}.

4. **Uma das reações para produzir gás nitrogênio com grande velocidade é representada pela equação a seguir. Calcule o volume de N_2, a 27°C e 2 atm de pressão, produzido a partir de 46 g de sódio metálico. Considere que a reação apresente 100% de rendimento. (Em g/mol: Na = 23; N = 14; K = 23; O = 16)**

$$Na_{(s)} + KNO_{3(s)} \rightarrow Na_2O_{(s)} + K_2O_{(s)} + N_{2(g)}$$

a) 24,6 litros.
b) 2,46 litros.
c) 4,48 litros.
d) 22,4 litros.
e) 1,24 litros.

5. **(Enem) Os exageros do final de semana podem levar o indivíduo a um quadro de azia. A azia pode ser descrita como uma sensação de queimação no esôfago, provocada pelo desbalanceamento do pH estomacal (excesso de ácido clorídrico). Um dos antiácidos comumente**

empregados no combate à azia é o leite de magnésia, que possui 64,8 g de hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, por litro da solução. Qual a quantidade de ácido neutralizado ao se ingerir 9 mL de leite de magnésia?
(**Dados:** Massas molares (em g/mol): Mg = 24,3; Cl = 35,4; O = 16; H = 1.)
a) 20 mols.
b) 0,58 mol.
c) 0,2 mol.
d) 0,02 mol.
e) 0,01 mol.

6. (Covest) O superóxido de potássio, KO_2, é utilizado em equipamentos de respiração em sistemas fechados para remover o dióxido de carbono e a água do ar exalado. A remoção da água gera oxigênio para a respiração pela reação:

$$4KO_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 3O_{2(g)} + 4KOH_{(s)}$$

O hidróxido de potássio remove o dióxido de carbono do equipamento pela reação:

$$KOH_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow KHCO_{3(s)}$$

Qual a massa de superóxido de potássio necessária para gerar 20 g de O_2?
(**Dados:** K = 39 u; H = 1 u; O = 16 u)

7. A reação completa entre 5 g de gás carbônico e 8 g de hidróxido de sódio, segundo a equação:

$$CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

produz _____ de carbonato de sódio, restando _____ do reagente colocado em excesso. Os números que preenchem corretamente as lacunas são, respectivamente:
a) 10,6 e 0,6.
b) 12 e 1.
c) 5,8 e 4.
d) 10 e 3.
e) 8,3 e 0,6.

8. (UPE) O ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$), comumente chamado de aspirina, é muito usado pelos alunos, após uma prova de química, física ou matemática, disciplinas que requerem muitos cálculos e atenção.

A massa de ácido acetilsalicílico que deve reagir com anidrido acético ($C_4H_6O_3$) para se obter três comprimidos de aspirina, cada um com 0,6 g, admitindo que o ácido salicílico é 92% puro, é:
(Dados: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u)

$$C_7H_6O_3 + C_4H_6O_3 \rightarrow C_9H_8O_4 + C_2H_4O_2$$

a) 1,50 g.
b) 1,92 g.
c) 1,65 g.
d) 1,38 g.
e) 2,25 g.

9. "O químico francês Antoine Laurent Lavoisier ficaria surpreso se conhecesse o município de Resende, a 160 km do Rio. É lá, às margens da via Dutra, que moradores, empresários e o poder público seguem à risca a máxima do cientista que revolucionou o século XVIII ao provar que, na natureza, tudo se transforma. Graças a uma campanha que já reúne boa parte da população, Resende é forte concorrente ao título de capital nacional da reciclagem. Ao mesmo tempo em que diminui a quantidade de lixo jogado no aterro sanitário, a comunidade faz virar sucata objeto de consumo. Nada se perde."

Assim, com base na equação:

$$2Al_2O_{3(s)} \rightarrow 4Al_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

e supondo-se um rendimento de 100% no processo, a massa de alumínio que pode ser obtida na reciclagem de 255 kg de sucata contendo 80% de Al_2O_3 em massa é:
(Dados: *Al* = 27 g/mol; O = 16 g/mol)
a) 540 kg.
b) 270 kg.
c) 135 kg.
d) 108 kg.
e) 96 kg.

10. O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio, que reage com os eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não balanceada que representa o processo global é:

$Al_2O_3 + C \rightarrow CO_2 + Al$

Para 2 mols de Al_2O_3, quantos mols de CO_2 e Al, respectivamente, são produzidos nesse processo?

a) 3 e 2.
b) 1 e 4.
c) 2 e 3.
d) 2 e 1.
e) 3 e 4

11. Segundo notícia publicada no jornal *Correio Popular* de Campinas, um caminhão-tanque tombou nas proximidades de Itanhaém causando um vazamento de 20 t (2×10^7g) de ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4). Admitindo-se que o ácido seja 100% puro, qual a massa mínima de $Ca(OH)_2$ necessária para a neutralização total do ácido?

$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$

12. Forma-se o solvente tetracloreto de carbono (CCl_4) pela reação:

$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$

Nessa reação, quantos gramas de cloro (Cl_2) são necessários para reagir com 3 mols de metano (CH_4)?

13. O composto B_5H_9 poderia ser um excelente combustível para foguetes, em virtude da grande quantidade de energia liberada na sua combustão.

$B_5H_9 + O_2 \rightarrow B_2O_3 + H_2O$

Quantos mols de O_2 são consumidos na combustão de um mol de B_5H_9?

15 Dispersões e soluções

Dispersões

Quando adicionamos uma substância a outra, criando uma mistura, pode acontecer de uma delas distribuir-se nos interstícios da outra sob a forma de pequenas partículas, denominadas partículas dispersas. Nesse caso, a substância distribuída nos interstícios é denominada fase *dispersa*, e a outra substância, *dispergente* ou *dispersante*. Ao conjunto disperso-dispersante chamamos *dispersão*.

Muitos materiais de uso cotidiano são exemplos de dispersão: remédios, bebidas, produtos de limpeza, água de abastecimento, sangue, água do mar, ar etc.

As dispersões podem ser classificadas em soluções, suspensões ou coloides, de acordo com o tamanho das partículas dispersas. Por exemplo, o ar que nos rodeia, quando isento de partículas de poeira, representa uma *solução* gasosa. A maior parte da água da terra forma *soluções* líquidas, e as ligas metálicas nos oferecem bom exemplo de uma *solução* sólida. Misturas heterogêneas de óleo, areia e água, por exemplo, formam as *suspensões* ou *emulsões*. Já a gelatina e a geleia, por exemplo, são *coloides*.

Classificação das dispersões

As dispersões são classificadas de acordo com o tamanho das partículas dispersas.

Tipo de dispersão	Características
Suspensões	As partículas se sedimentam sob a ação da gravidade ou de uma centrífuga comum. Com o uso de filtro comum é

Continua...

Tipo de dispersão	Características
	possível separar as partículas em suspensão. As partículas são visíveis a olho nu ou com o uso de um microscópio comum. As partículas dispersas apresentam diâmetro maior que 1.000 nm.
Coloides ou suspensões coloidais	A sedimentação das partículas só é obtida por meio de ultracentrífugas. As partículas dispersas podem ser separadas por meio de um ultrafiltro e não são visíveis ao microscópio comum, mas podem ser vistas com o auxílio de um microscópio eletrônico. As partículas das substâncias dispersas apresentam diâmetro médio entre 1 nm e 1.000 nm.
Soluções	As partículas não sofrem a ação da gravidade, isto é, não sedimentam sob sua ação nem com o uso de centrífugas comuns, ou mesmo ultracentrífugas. As partículas também não são retidas por filtros comuns nem por ultrafiltros. Seu diâmetro é menor do que 1 nm.

Suspensões

As suspensões representam sistemas constituídos por uma fase líquida ou gasosa, na qual está dispersa uma fase sólida com partículas de dimensões superiores às de um coloide.

Luiz Fernando Botter

Água barrenta. Após certo tempo em repouso pode-se observar a deposição da terra no fundo do recipiente.

Coloides

Coloides são dispersões intermediárias entre as soluções verdadeiras e os sistemas heterogêneos, em casos em que as partículas dispersas são maiores do que as moléculas mas não suficientemente grandes para se depositar pela ação da gravidade.

Dependendo do tipo de partícula coloidal e do meio dispersante, os coloides podem ser classificados como: aerossol, emulsão, espuma, sol e gel. Alguns exemplos: vidro temperado, geleia, pedra-pomes, sangue, leite, chantilly (ar em creme), fumaça (cinzas no ar), bruma ou nevoeiro (água em ar). Muitos coloides são utilizados em nosso dia a dia, como a gelatina, a maionese, tintas, xampu etc.

Os *aerossóis* consistem em um sólido ou líquido disperso em gás. São exemplos a fumaça e o nevoeiro.

As *emulsões* representam sistemas heterogêneos constituídos por duas fases líquidas, como óleo em água.

Raquel Ranieri

Maionese, um exemplo de emulsão.

A *espuma* consiste em um gás disperso em sólido ou líquido. Como exemplo, temos o chantilly, um coloide no qual o ar está disperso no creme de leite. O doce maria-mole e a pedra-pomes são exemplos de espumas sólidas.

O *sol* é um coloide formado pela dispersão de um sólido em líquido. Exemplos: goma arábica e soluções de proteína, como o plasma sanguíneo.

Os *géis* são coloides formados pela dispersão de um líquido em um sólido.

Andrey Kozachenko/Dreamstime

Gelatina, um exemplo de coloide.

Soluções

As soluções são sempre sistemas homogêneos. Nelas, o disperso é denominado *soluto*, e o dispersante, *solvente*.

Zx Lafityor/PhotI

Soluções são sempre misturas homogêneas.

As soluções podem ter caráter molecular ou iônico. As soluções moleculares possuem apenas moléculas constituindo a fase dispersa. Soluções de caráter iônico apresentam íons (podendo apresentar também moléculas) na fase dispersa; Assim, são capazes de conduzir corrente elétrica, sendo denominadas soluções eletrolíticas.

Quanto ao estado físico, podemos ter soluções sólidas, líquidas ou gasosas.

Solubilidade e coeficiente de solubilidade

A capacidade de dissolução de um soluto em um solvente é denominada *solubilidade*. A solubilidade está relacionada à natureza, à temperatura e à massa do solvente. Veja a seguir uma tabela de solubilidade de alguns solutos, considerando como solvente uma massa de 100 g de água a 20 °C.

Substância	Massa de soluto em g/100 g de água
Na_2SO_4	20
NaC_l	36
CaC_{l2}	72
$NaNO_3$	88
$C_{12}H_{22}O_{11}$	204
$Ca(OH)_2$	0,17

Uma solução é dita *saturada* quando contém a máxima quantidade de soluto numa dada quantidade de solvente, a uma dada temperatura. Essa quantidade máxima é denominada *coeficiente de solubilidade*.

Uma solução com quantidade de soluto inferior ao coeficiente de solubilidade é denominada *solução insaturada*.

Pode-se ter ainda uma *solução supersaturada*, na qual se encontra dissolvida uma quantidade de soluto superior ao coeficiente de solubilidade. Pode-se conseguir uma solução supersaturada pela dissolução a quente de um soluto e posterior resfriamento. A solução supersaturada é extremamente instável, e qualquer perturbação promove a precipitação do excedente que foi dissolvido pelo aquecimento.

Aspectos quantitativos das soluções

Muitos dos materiais manipulados no dia a dia constituem misturas. As misturas devem ser tratadas quantitativamente, em especial as soluções. Isso porque não se pode comparar dois produtos comerciais semelhantes, por exemplo, dois desinfetantes, ou medicamentos ou qualquer outro tipo de

dispersão, sem levar em consideração, além de sua composição, a quantidade relativa de cada componente nas misturas.

Essa análise quantitativa se resume em medidas de concentrações que, em essência, traduz a quantidade da fase dispersa em relação à quantidade de mistura ou ao espaço físico no qual ela está dispersa.

Lembrando que uma solução é sempre composta de soluto e solvente, neste tópico, a fim de facilitar o desenvolvimento das expressões, adotaremos a seguinte convenção:

Para soluto usaremos o índice 1.

Para solvente usaremos o índice 2.

Para solução não será adotado índice.

Concentração comum (C)

$$C = \frac{m_1}{V}$$

É a relação entre a massa do soluto e o volume da solução.

Exemplos:

1. Solução de $NaOH_{(aq)}$, 0,8 g/L

$$\underbrace{0{,}8\ g_{NaOH}}_{\text{soluto}} \text{ ——— } \underbrace{1\ L_{solução}}_{\text{(soluto + solvente)}}$$

2. (PUC-RJ) Após o preparo de um suco de fruta, verificou-se que 200 mL da solução obtida continha 58 mg de aspartame. Calcule a concentração de aspartame no suco de fruta.

Resolução:

$$C = \frac{58\ mg}{200\ mL}$$

$C = 0{,}29\ mg/mL = 0{,}29\ g/L$

Concentração em termos de quantidade de matéria (concentração molar ou concentração em quantidade de matéria, $\mathcal{M}$)

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$$

É a relação entre o número de mols do soluto e o volume da solução obrigatoriamente em litros.

Exemplos:

1. Solução de $NaOH_{(aq)}$, 1,5 mol/L

$$\underbrace{1{,}5\ mol_{NaOH}}_{\text{soluto}} \text{ ———— } \underbrace{1\ L_{solução}}_{\text{(soluto + solvente)}}$$

2. Calcule a molaridade de uma solução de iodeto de sódio que encerra 45 g do sal em 400 mL de solução.

Resolução:

O número de mols do soluto pode ser obtido pela relação:

150 g NaI — 1 mol

45 g — n_1

$n_1 = 0{,}3$ mol

A concentração em mol/L pode ser, então, calculada:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$$

$$\mathcal{M} = \frac{0{,}3\ mol}{0{,}4\ L}$$

$$\mathcal{M} = 0{,}75\ mol/L = 0{,}75\ M$$

Título (τ)

O título pode ser definido em função:

A) Da massa

$$\tau_m = \frac{m_1}{m}$$

É a relação entre a massa de soluto e a massa da solução. Trata-se de uma grandeza adimensional e, no entanto, quando expressa em porcentagem, tem-se o percentual em massa de soluto na solução.

Exemplo:

Solução de $NaOH_{(aq)}$ $\tau_m = 0{,}20$ (ou porcentagem em massa = 20%)

Ou seja, em 100 g de solução, temos 20 g de NaOH (soluto) e 80 g de água (solvente).

B) Do volume

$$\tau_v = \frac{V_1}{V}$$

É a relação entre o volume do soluto e volume da solução. É uma grandeza adimensional e, no entanto, quando expressa em porcentagem, tem-se o percentual em volume de soluto na solução.

Exemplo:

Solução de $NaOH_{(aq)}$ $\tau_v = 0{,}30$ (ou porcentagem em volume = 30%)

Ou seja, em 100 mL de solução, temos 30 mL de NaOH (soluto) e 70 mL de água (solvente).

Saiba

Partes por milhão (ppm) e partes por bilhão (ppb)

Para solutos em concentração muito pequena, o título ou a porcentagem são números muito pequenos. Neste caso, é comum o uso das unidades ppm ou ppb:

- ppm indica a quantidade, em gramas, do soluto presente em 1 milhão (10^6) de gramas de solução;
- ppb indica a quantidade, em gramas, do soluto presente em 1 bilhão (10^9) de gramas de solução.

Saiba

Embora seja frequente a confusão entre densidade e concentração comum, especialmente porque as unidades são semelhantes, trata-se de dois conceitos completamente distintos.

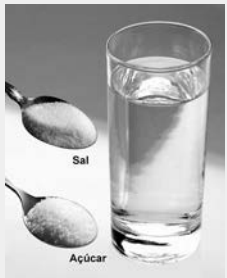
Considerando-se soluções líquidas:

• concentração comum é a relação entre a massa do soluto e o volume da solução;

• densidade é a relação entre a massa da solução e o volume da solução.

Soro caseiro

O chamado ***soro caseiro*** é uma tecnologia social que consiste na preparação e administração de uma solução aquosa de açúcar e sal de cozinha, solução essa recomendada para prevenir a desidratação resultante de vômitos e diarreias. Com a diarreia ou o vômito ocorre perda de água e sais minerais pelo organismo. A função do soro caseiro, por via oral, é a de repor esses elementos. O soro deve ser tomado à vontade, a cada 20 minutos, e após cada evacuação líquida se houver diarreia.



Dušan Zidar/Dreamstime

Soro caseiro

Um erro na concentração de sal e açúcar pode provocar convulsão numa criança desidratada. Para evitar erros na concentração, a Unicef divulga a utilização de uma colher-padrão que já apresenta as medidas para a preparação do soro.

O soro caseiro é preparado dissolvendo-se duas medidas rasas de açúcar (medida maior da colher-padrão) e uma medida rasa de sal (medida menor da colher-padrão) em um copo de água limpa (ou 1 litro de água com 3,5 g de sal e 40 g de açúcar).

O soro deve ser ministrado apenas para prevenir a desidratação ou quando ocorrerem os sintomas iniciais. Em casos mais graves, o paciente deve ser encaminhado imediatamente a um médico.

Fonte: <http://pt.wikipedia.org/wiki/soro_caseiro>. Acesso em: 10.08.2011.

Diluição de soluções

Diluir uma solução implica adicionar-lhe solvente. Como a quantidade de soluto não se altera em uma diluição, podemos explorar este aspecto e estabelecer relações entre as condições final e inicial da mistura. Assim, em termos da concentração comum, podemos escrever:

$$m_{1inicial} = m_{1final} \rightarrow c_{inicial} \cdot v_{inicial} = c_{final} \cdot v_{final}$$

e, analogamente, em termos de concentração em quantidade de matéria:

$$n_{1inicial} = n_{1final} \rightarrow \mathcal{M}_{inicial} \cdot V_{inicial} = \mathcal{M}_{final} \cdot V_{final}$$

Exemplo:

Foi aquecido um frasco contendo uma solução aquosa de $CuSO_4$, $5{,}0 \times 10^{-2}$ molar, e o aquecimento foi interrompido quando restavam 100 mL de uma solução aquosa de $CuSO_4$, 1,2 molar. Calcule o volume da solução inicial e o volume de água vaporizada durante o aquecimento.

Resolução:

Durante o aquecimento, há alteração no volume de solvente, mas o número de mols de soluto não é alterado. Portanto:

$$n_{1inicial} = n_{1final} \rightarrow \mathcal{M}_{inicial} \cdot V_{inicial} = \mathcal{M}_{final} \cdot V_{final}$$
$$5{,}0 \cdot 10^{-2} \cdot v_{inicial} = 1{,}2 \cdot 0{,}1$$
$$V_{inicial} = 2{,}4 \text{ L}$$

A solução tinha inicialmente um volume de 2,4 L. O volume de água que vaporizou foi de 2,3 L.

Mistura de soluções

No caso de acrescentarmos uma solução à outra, os solutos e/ou solventes podem ser iguais ou não. Além disso,

pode ou não ocorrer reação química entre os solutos. Três situações serão examinadas a seguir.

A) Mistura de soluções de mesmo soluto e mesmo solvente

Exemplo:

Mistura-se 500 mL de uma solução de H_2SO_4, 1,0 mol/L, a 1.500 mL de uma solução de H_2SO_4, 2,0 mol/L. Calcule a concentração da solução resultante.

Resolução:

A primeira solução terá, em termos de H_2SO_4:

$$M = \frac{n_1}{V}$$

$$1,0 = \frac{n}{0,5}$$

n = 0,5 mol de H_2SO_4

A segunda solução terá, em termos de H_2SO_4:

$$M = \frac{n_1}{V}$$

$$2,0 = \frac{n}{1,5}$$

n = 3,0 mol de H_2SO_4

A solução resultante terá:

$$M = \frac{3,5 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} = 1,75 \text{ mol/L}$$

B) Mistura de soluções de diferentes solutos e mesmo solvente, sem que haja reação

Exemplo:

50 mL de uma solução aquosa de NaCl, 1,0 mol/L, foram adicionados a 100 mL de uma solução aquosa de KCl, 1,0 mol/L.

Sabendo que não ocorre reação química, calcule a concentração dos íons na solução resultante.

Resolução:

Ambas as soluções se comportam como se sofressem uma simples diluição. A solução de NaCl terá concentração final:

$\mathcal{M}_{inicial} \cdot V_{inicial} = \mathcal{M}_{final} \cdot V_{final}$

$1,0 \cdot 0,050 = \mathcal{M}_{final} \cdot 0,150$

$\mathcal{M}_{final} = 0,050/0,150 = 0,33$ mol/L

E a solução de KCl:

$\mathcal{M}_{inicial} \cdot V_{inicial} = \mathcal{M}_{final} \cdot V_{final}$

$1,0 \cdot 0,100 = \mathcal{M}_{final} \cdot 0,150$

$\mathcal{M}_{final} = 0,100/0,150 = 0,67$ mol/L

Como as soluções se dissociam, teremos:

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

$KCl \rightarrow K^+ + Cl^-$

E a concentração de cada íon será:

$[Na^+] = 0,33$ mol/L; $[K^+] = 0,67$ mol/L; $[Cl^-] = 1,0$ mol/L.

C) Mistura de soluções de diferentes solutos e mesmo solvente, com reação química

Exemplo:

Misturando-se 200 mL de uma solução aquosa de $AgNO_3$, 0,2 mol/L, a 400 mL de uma solução aquosa de NaCl, 0,1 mol/L, ocorre uma reação química. Calcule a massa de AgCl (M = 143,5 g/mol) obtida.

Resolução:

A solução de nitrato de prata fornece:

$AgNO_3 \rightarrow Ag^+ + NO_3^-$

$$M = \frac{n_1}{V}$$

$$0,2 = \frac{n_1}{0,2\ L}$$

$n_1 = 0,04$ mol de íons Ag^+

A solução de cloreto de sódio fornece:

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

$$M = \frac{n_1}{V}$$

$$0,1 = \frac{n_1}{0,4\ L}$$

$n_1 = 0,04$ mol de íons Cl^-

A reação de formação de AgCl pode ser escrita:

$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$

em uma proporção de 1:1:1, o que equivale a dizer que 0,04 mol de Ag^+ irá se associar a 0,04 mol de Cl^- para a formação de 0,04 mol de AgCl. A massa de AgCl será:

1 mol AgCl → 143,5 g

0,04 mol → m

m = 5,74 g AgCl.

Teste seu saber

1. **A solubilidade do $K_2Cr_2O_7$, a 20 °C, é de 12 g/100 g de água. Sabendo que uma solução foi preparada dissolvendo-se 20 g do sal em 100 g de água a 60 °C, e que depois, sem manter em repouso, ela foi resfriada a 20 °C, podemos afirmar que:**

a) todo o sal continuou na solução.

b) todo o sal passou a formar um corpo de chão.

c) 8 g de sal foram depositadas no fundo do recipiente.

d) 12 g do sal foram depositadas no fundo do recipiente.
e) 31 g do sal passaram a formar um corpo de chão.

2. **(UEM-PR) Um determinado sal X apresenta solubilidade de 12,5 gramas por 100 mL de água a 20 °C. Imagine que quatro tubos contêm 20 mL de água cada e que as seguintes quantidades do sal X foram adicionadas a esses tubos:**

a) Tubo 1: 1 grama;
b) Tubo 2: 3 gramas;
c) Tubo 3: 5 gramas;
d) Tubo 4: 7 gramas.

Após agitação, mantendo-se a temperatura a 20 °C, coexistirão solução saturada e fase sólida no(s) tubo(s):

a) 1.
b) 3 e 4.
c) 2 e 3.
d) 2, 3 e 4.
e) 2.

3. **(Unimontes-MG) Prepararam-se duas soluções, I e II, através da adição de 5,0 g de cloreto de sódio, NaCl, e 5,0 g de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, respectivamente, a 10 g de água e a 20 °C, em cada recipiente. Considerando que as solubilidades (g do soluto/ 100 g de H_2O) do NaCl e da $C_{12}H_{22}O_{11}$ são 36 e 203,9, respectivamente, em relação às soluções I e II, pode-se afirmar que:**

a) a solução I é saturada, e todo o soluto adicionado se dissolveu.
b) a solução II é insaturada, e todo o açúcar adicionado se dissolveu.
c) ambas são saturadas, e nem todo o soluto adicionado se dissolveu.
d) ambas são insaturadas, e todo o soluto adicionado se dissolveu.
e) ambas são supersaturadas.

4. **(Fuvest) 160 gramas de uma solução aquosa saturada de sacarose a 30 °C são resfriados a 0 °C. Quanto do açúcar se cristaliza?**

Temperatura	Solubilidade da sacarose em °C g /100 g de H_2O
0	180
30	220

a) 20 g.
b) 40 g.
c) 50 g.
d) 64 g.
e) 90 g.

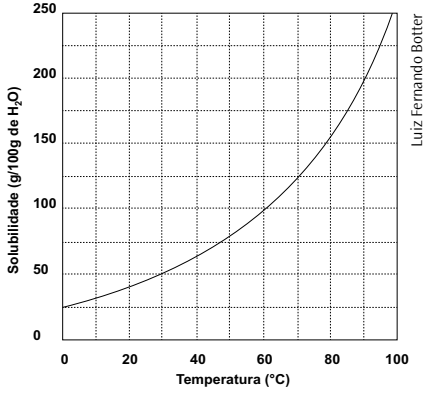
5. **(PUC-RJ) A tabela a seguir mostra a solubilidade de vários sais, à temperatura ambiente, em g/100mL:**

a) $AgNO_3$ (nitrato de prata).....260
b) $Al_2(SO_4)_3$ (sulfato de alumínio)....160
c) NaCl (cloreto de sódio)..... 36
d) KNO_3 (nitrato de potássio).....52
e) KBr (brometo de potássio).....64

Se 25 mL de uma solução saturada de um desses sais foram completamente evaporados e o resíduo sólido pesou 13 g, o sal é:

a) $AgNO_3$.
b) $Al_2(SO_4)_3$.
c) NaCl.
d) KNO_3.
e) KBr.

6. **(UFV) A solubilidade do nitrato de potássio (KNO_3), em função da temperatura, é representada no gráfico abaixo:**



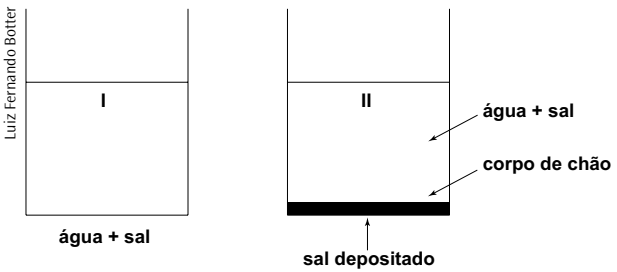
De acordo com o gráfico, assinale a alternativa que indica corretamente a massa de KNO_3, em gramas, presente em 750 g de solução, na temperatura de 30 °C:

a) 250.
b) 375.
c) 150.
d) 100.
e) 500.

7. (PUC-SP) A uma solução de cloreto de sódio foi adicionado um cristal desse sal e verificou-se que não se dissolveu, provocando, ainda, a formação de um precipitado. Pode-se inferir que a solução original era:

a) estável.
b) diluída.
c) saturada.
d) concentrada.
e) supersaturada.

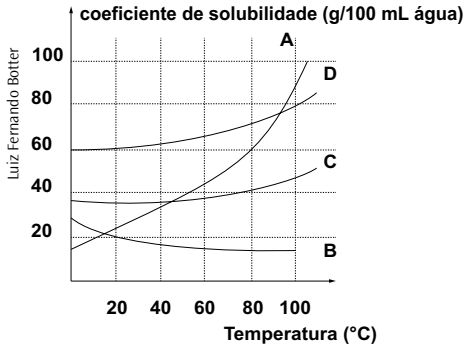
8. (FMU-SP) Os frascos contêm soluções saturadas de cloreto de sódio (sal de cozinha).



Podemos afirmar que:

a) a solução do frasco II é mais concentrada que a solução do frasco I.
b) a solução do frasco I possui maior concentração de íons dissolvidos.
c) as soluções dos frascos I e II possuem igual concentração.
d) se adicionarmos cloreto de sódio à solução I, sua concentração aumentará.
e) se adicionarmos cloreto de sódio à solução II, sua concentração aumentará.

9. (UCBA) O gráfico a seguir apresenta os coeficientes de solubilidade, em gramas/100mL de água, das substâncias A, B, C, D em função da temperatura.



Assinale a alternativa correta.

a) D é a substância mais solúvel, em gramas, a 20 °C.

b) B é mais solúvel a quente.

c) A 40 °C a substância A é mais solúvel em gramas, que a substância D.

d) A concentração de C duplica a cada 20 °C.

e) Todas as substâncias têm o mesmo coeficiente de solubilidade a 45 °C.

10. Uma solução aquosa com concentração de 20 g/litro apresenta:

a) 20 g de soluto dissolvidos em 1 litro de água.

b) 40 g de soluto dissolvidos em 0,5 litro de solução.

c) 10 g de soluto dissolvidos em 0,5 litro de solução.

d) 40 g de soluto dissolvidos em 4 litros de solução.

e) 10 g de soluto dissolvidos em 2 litros de solução.

11. Evapora-se totalmente o solvente de 250 mL de uma solução aquosa de cloreto de magnésio, 8 g/L. Quantos gramas de soluto são obtidos?

a) 8 g.

b) 6 g.

c) 4 g.

d) 2 g.

e) 1 g.

12. Um químico preparou uma solução de carbonato de sódio (Na_2CO_3) pesando 53 g do sal, dissolvendo e completando o volume para 2 litros. A molaridade da solução preparada foi de:
(**Dados:** C = 12 u; O = 16 u; Na = 23 u)
a) 1,00 mol/L.
b) 0,50 mol/L.
c) 0,25 mol/L.
d) 0,125 mol/L.
e) 0,0625 mol/L.

13. (UFF) A massa de butanol, $C_4H_{10}O$, necessária para preparar 500 mL de solução 0,20 mol/L é:
(**Dados:** H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u)
a) 14,8 g.
b) 7,4 g.
c) 3,7 g.
d) 37,7 g.
e) 18,5 g.

14. A molaridade de uma solução aquosa contendo 36,5 g de ácido clorídrico dissolvidos em água até completar 2 litros de solução é:
(**Dados:** H = 1 u; C*l* = 35,5 u)
a) 0,5 mol/L.
b) 1,0 mol/L.
c) 1,5 mol/L.
d) 2,0 mol/L.
e) 2,5 mol/L.

15. Para adoçar 500 mL de uma limonada, utilizou-se 68,4 g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Determine a concentração da sacarose, em mol/L, nesta limonada.
(**Dados:** C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u)
a) 0,4 mol/L.
b) 0,2 mol/L.
c) 0,14 mol/L.
d) 0,3 mol/L.
e) 0,10 mol/L.

16. Uma solução contém 15 g de sal dissolvido em certa quantidade de água. Sabendo que a solução tem 80% de solvente, em massa, podemos afirmar que a massa da solução é de:

a) 15 g.
b) 75 g.
c) 80 g.
d) 85 g.
e) 100 g.

17. (UFSCar) Um aluno deseja preparar 25 g de uma solução aquosa contendo 8% em massa de cloreto de sódio. As massas de água e sal tomadas pelo aluno foram, respectivamente:

a) 21 g e 4 g.
b) 17 g e 8 g.
c) 23 g e 2 g.
d) 19 g e 6 g.
e) 20 g e 5 g.

18. (Enem) O álcool hidratado utilizado como combustível veicular é obtido por meio da destilação fracionada de soluções aquosas geradas a partir da fermentação de biomassa. Durante a destilação, o teor de etanol da mistura é aumentado até o limite de 96% em massa. Considere que, em uma usina de produção de etanol, 800 kg de uma mistura etanol/água com concentração 20% em massa de etanol foram destilados, sendo obtidos 100 kg de álcool hidratado 96% em massa de etanol. A partir desses dados, é correto concluir que a destilação em questão gerou um resíduo com uma concentração de etanol em massa:

a) de 0%.
b) de 8,0%.
c) entre 8,4% e 8,6%.
d) entre 9,0% e 9,2%.
e) entre 13% e 14%.

19. (FGV-SP) Dizer que uma solução desinfetante "apresenta 1,5% de cloro ativo" é equivalente a dizer que a concentração de cloro ativo nessa solução é:

a) $1{,}5 \times 10^{6}$ ppm.
b) $1{,}5 \times 10^{-2}$ ppm.

c) 150 ppm.
d) 1,5 ppm.
e) 15.000 ppm.

20. **Se adicionarmos 80 mL de água a 20 mL de uma solução 0,20 mol/L de KOH, obteremos uma solução de concentração molar igual a:**
a) 0,01 mol/L.
b) 0,02 mol/L.
c) 0,025 mol/L.
d) 0,04 mol/L.
e) 0,05 mol/L.

21. **(UFF) 100 g de solução de um certo sal tem a concentração de 30% em massa. A massa de água necessária para diluí-la a 20% em massa é:**
a) 25 g.
b) 50 g.
c) 75 g.
d) 100 g.
e) 150 g.

22. **Um laboratorista precisa preparar solução 1 mol/L de Na_2SO_4, aproveitando 200 mL de solução 0,8 mol/L do mesmo sal. O que ele deve fazer com a solução 0,8 mol/L é:**
a) adicionar 350 mL de água.
b) evaporar 120 mL de água.
c) adicionar 120 mL de água.
d) adicionar 1400 mL de água.
e) evaporar 40 mL de água.

23. **Qual a molaridade de uma solução aquosa de NaOH formada pela mistura de 60 mL de solução 5 mol/L com 300 mL de solução 2 mol/L, da mesma base?**
a) 1,5 mol/L.
b) 2 mol/L.
c) 2,5 mol/L.
d) 3,5 mol/L.
e) 5 mol/L.

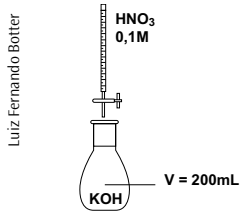
24. 0,3 litro de HCl, 0,4 mol/L, reage com 0,2 litro de NaOH, 0,8 mol/L, de acordo com a equação:

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

A molaridade do sal resultante é:

a) 0,48 mol/L.
b) 0,24 mol/L.
c) 0,12 mol/L.
d) 0,32 mol/L.
e) 0,56 mol/L.

25. Titulação é a operação que consiste em juntar lentamente uma solução a outra até o término da reação entre seus solutos, com a finalidade de determinar a concentração de uma das soluções a partir da concentração, já conhecida, da outra solução. Observe a figura a seguir:



Considerando que foram gastos 100 mL de HNO_3 para neutralizar 0,2 L de KOH, a concentração de solução de KOH, nessa análise, é:

a) 0,5 mol/L.
b) 0,05 mol/L.
c) 0,1 mol/L.
d) 0,03 mol/L.
e) 0,02 mol/L.

Descomplicando a Química

(UFCE) Em média, 90% das pessoas cujo exame de sangue apresenta concentração de etanol, C_2H_5OH, de 0,0030 g/mL de sangue, demonstram sinais óbvios de intoxicação. A concentração fatal é estimada em 0,0070 g/mL de sangue. Supondo que todo o álcool vá direto para o sangue e que a densidade do etanol é de 0,80 g/mL, responda qual é a opção em que o volume de uísque (40% etanol, por volume) corresponde à diferença entre a intoxicação e a dose fatal para uma pessoa cujo volume de sangue é de 6 litros:

a) 12 mL. b) 22 mL. c) 30 mL. d) 75 mL. e) 120 mL.

Resolução: alternativa D.

Nas condições apresentadas, a intoxicação está relacionada a uma massa (m) de álcool que, para 6,0 L de sangue, deve ser:

m = (0,0030 g/mL de sangue) × (6.000 mL) = 18 g de etanol

cujo volume é:

d = m/V → 0,80 g/mL = (18 g)/V → V = 18/0,80

V = 22,50 mL de etanol

o que equivale a uma dose de uísque de:

100 mL uísque ——— 40 mL de etanol

W ——— 22,5 mL

W = 2.250/40

W = 56,25 mL

A concentração fatal estimada equivale a uma dose (A) de uísque de:

0,0030 g/(mL de sangue) ——— 56,25 mL de uísque

0,0070 g/(mL de sangue) ——— A

A = (0,0070 x 56,25)/0,0030

A = 131,25 mL

A diferença (D) procurada é:

D = 131,25 – 56,25 = 75,00 mL

16 Propriedades coligativas

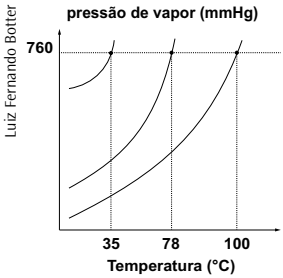
- A água se solidifica a 0 °C (à pressão de 1 atm), a cerveja (teor alcoólico da ordem de 5%) está líquida a -5 °C, a vodca (teor alcoólico de 40%) não sofre solidificação em congelador ou *freezer* residencial.
- Adiciona-se *aditivo* (etilenoglicol) à água do radiador do automóvel, especialmente em regiões de elevadas altitudes.
- Em regiões onde costuma nevar, nessas ocorrências, é comum jogar sal na neve.
- Se você adiciona açúcar ou sal em água fervente, imediatamente ela para de ferver.
- Estes são alguns exemplos, em nosso dia a dia, da influência de uma substância quando adicionada a um líquido. A esse grupo de propriedades relacionado a tal tipo de interação denomina-se *propriedades coligativas*. Essas propriedades dependem da quantidade de partículas (moléculas ou íons) dissolvidas em certa quantidade de solvente, mas não da natureza dessas partículas.

Pressão máxima de vapor de um líquido

Pressão máxima de vapor é a pressão exercida pelo vapor quando existe equilíbrio entre as fases líquida e de vapor em uma dada temperatura, isto é, a velocidade de vaporização é igual à velocidade de liquefação da substância.

A pressão de vapor é uma propriedade física que depende fortemente do valor da temperatura. A pressão máxima de vapor de um líquido aumenta com a elevação da temperatura.

A uma mesma temperatura, líquidos diferentes apresentam diferentes pressões máximas de vapor.



Representação gráfica da pressão máxima de vapor de um líquido.

Quando um líquido entra em ebulição?

Um líquido sofre ebulição quando a pressão máxima de vapor se iguala à pressão exercida sobre sua superfície.

A maior ou menor pressão de vapor de um líquido depende das forças de coesão entre suas moléculas. Forças relativamente intensas, como pontes de hidrogênio, são interações que unem mais fortemente as moléculas umas às outras. Para que um líquido se transforme em vapor devem ser rompidas essas uniões, o que exige mais energia. Como consequência, quanto mais intensa a interação entre as moléculas, menos volátil se torna o líquido e mais alta se torna sua temperatura de ebulição.

Saiba

Volatilidade

É a capacidade ou facilidade de uma substância no estado líquido passar para o estado gasoso.
Comparativamente, entre água, álcool etílico e éter etílico, a substância éter é a mais volátil. Isso equivale a dizer que ele vaporiza mais facilmente por apresentar maior pressão de vapor.
Lembre-se:

- **Quanto maior a pressão de vapor de um líquido, menor é a sua temperatura de ebulição, e , portanto, mais volátil é o líquido.**
- **A pressão de vapor independe da quantidade de líquido.**

Diagrama de fases de uma substância

Um diagrama de fases de uma substância representa, para cada par cartesiano pressão-temperatura (P; t), o estado físico em que a substância se encontra. Indica também as possíveis condições de pressão e temperatura para uma eventual mudança de estado físico.

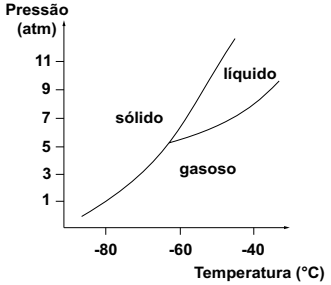


Diagrama de fases do CO_2.

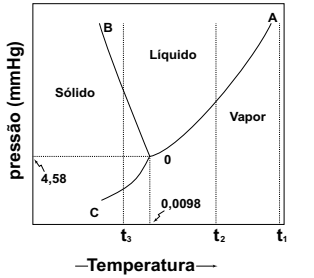


Diagrama de fases da água. Observe a inclinação do segmento OB, referente às mudanças de estado sólido-líquido, e compare com o diagrama do gás carbônico. No caso da água esta inclinação está relacionada ao seu comportamento anômalo durante a solidificação.

Saiba

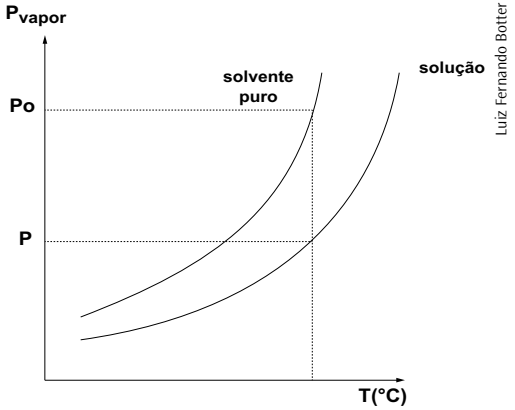
Diagrama de fases da água

Em particular, a água, quando a 0,01 °C e pressão de 4,6 mmHg (valores aproximados), coexiste em equilíbrio nos três estados físicos.

Tonoscopia

Tonoscopia é a propriedade referente ao abaixamento da pressão de vapor de um líquido puro por adição de um soluto não volátil.

A pressão de vapor da solução deve-se exclusivamente à quantidade de solvente na fase de vapor, pois o soluto é não volátil e, portanto, sua pressão de vapor é desprezível.



Efeito tonométrico. A adição de um soluto não volátil faz com que a pressão de vapor do solvente abaixe de p_0 (pressão máxima de vapor do líquido puro) para p (pressão máxima de vapor do solvente na solução).

Saiba

Lei de Raoult

No século XIX, François-Marie Raoult (1830-1901) estudou as propriedades coligativas e concluiu que:

Dissolvendo-se um mol de qualquer soluto, não volátil e não iônico, em 1,0 kg de solvente, observa-se sempre o mesmo efeito tonométrico ou ebuliométrico ou criométrico.

A Lei de Raoult é válida para soluções moleculares de solutos não voláteis com concentração inferior a 1 mol de soluto por litro de solução.

Para o efeito tonométrico, a Lei de Raoult pode ser assim expressa:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = K_t \cdot W$$

ou

$$\frac{\Delta p}{p_0} = K_t \cdot \frac{1\,000\, m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

onde: Δp é o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor da solução, sendo:

$$\Delta p = p_0 - p;$$

p é a pressão máxima de vapor do líquido puro, a uma dada temperatura;

K_t é a constante tonométrica molal do solvente;

W é a molalidade da solução, uma medida de concentração que pode ser calculada por:

$$W = \frac{1\,000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

sendo m_1 a massa do soluto; m_2, a massa do solvente; e M_1, a massa molar do soluto.

Ebulioscopia

Ebulioscopia é a propriedade referente ao aumento da temperatura de ebulição de um líquido puro por adição de um soluto não volátil.

Para o efeito ebuliométrico, a Lei de Raoult pode ser expressa:

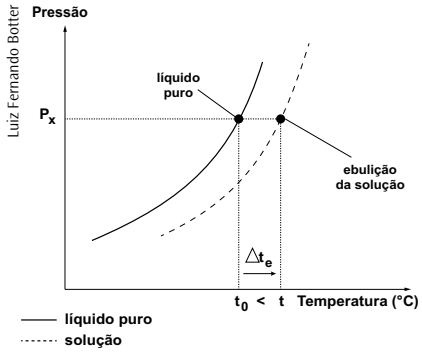
$$\Delta\theta_e = K_e \cdot W$$

ou

$$\Delta\theta_e = K_e \cdot \frac{1\,000\, m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

onde: $\Delta\theta_e$ é a elevação da temperatura de ebulição da solução, sendo $\Delta\theta_e = \theta - \theta_0$;

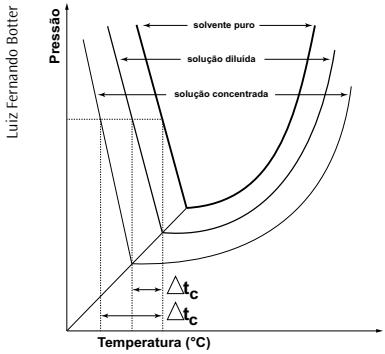
K_e é a constante ebuliométrica molal do solvente.



Efeito ebuliométrico.

Crioscopia

Soluções preparadas pela adição de solutos não voláteis apresentam uma temperatura de solidificação menor do que a do solvente puro, uma vez que as partículas do soluto dificultam a cristalização do solvente.



Efeito crioscópico.

Crioscopia é a propriedade referente ao abaixamento da temperatura de fusão de um líquido puro por adição de um soluto não volátil.

Para o efeito crioscópico, a Lei de Raoult pode ser expressa:

$$\Delta\theta_c = K_c \cdot W$$

ou

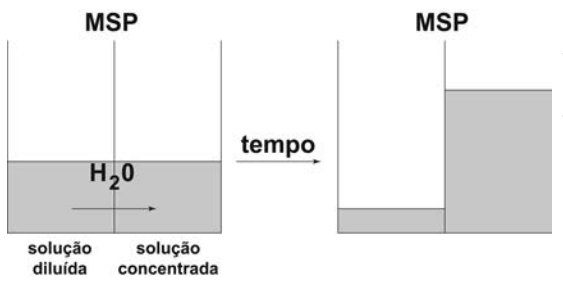
$$\Delta\theta_c = \frac{K_c \cdot 1\,000\, m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

onde: $\Delta\theta_c$ é o abaixamento da temperatura de solidificação da solução, sendo $\Delta\theta_c = \theta - \theta_0$;

K_c é a constante criométrica molal da solução.

Osmoscopia

Osmose é a passagem do solvente para uma solução ou a passagem do solvente de uma solução diluída para outra mais concentrada, por meio de uma membrana semipermeável (MSP).



Efeito osmótico.

Tal fenômeno deve ocorrer até que as duas soluções adquiram a mesma concentração.

Pressão osmótica (π) é a pressão externa que deve ser aplicada a uma solução concentrada para evitar a diluição (osmose). A pressão osmótica pode ser assim calculada:

$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T$

sendo $\mathcal{M}$ a concentração molar; R, a constante universal dos gases perfeitos; e T, a temperatura absoluta.

Para soluções iônicas, $\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$

Osmoscopia é a propriedade referente ao aumento da pressão osmótica de um líquido puro por adição de um soluto não volátil.

Osmose **é o fluxo de solvente através de uma membrana semipermeável para uma solução.**
Pressão osmótica **é a pressão necessária para se deter o fluxo de solvente. Essa pressão é proporcional à concentração molar do soluto na solução.**

Lei de Raoult para soluções iônicas

Nas soluções iônicas, devido ao fenômeno de dissociação/ionização, o número de partículas (moléculas e íons) presentes é maior do que o número de partículas dissolvidas, o que provoca aumento do efeito coligativo. Assim, nas soluções iônicas deve-se introduzir um fator de correção, o fator de Van't Hoff (i):

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

sendo q o número de íons produzidos por fórmula do soluto; e α o grau de dissociação/ionização.

As expressões da Lei de Raoult se tornam:

$$\frac{\Delta p}{p_o} = K_t \cdot W \cdot i$$

$$\Delta\theta_e = K_e \cdot W \cdot i$$

$$\Delta\theta_c = K_c \cdot W \cdot i$$

Teste seu saber

1. **(PUC-MG) Tendo em vista o momento em que um líquido se encontra em equilíbrio com seu vapor, leia atentamente as afirmativas a seguir:**

I. A evaporação e a condensação ocorrem com a mesma velocidade.
II. Não há transferência de moléculas entre o líquido e o vapor.
III. A pressão de vapor do sistema se mantém constante.
IV. A concentração do vapor depende do tempo.

São corretas:

a) I e III.
b) II e IV.
c) II e III.
d) I e II.
e) III e IV.

2. **Temos uma solução de partes iguais de água, éter etílico e etanol (álcool comum) em um recipiente fechado. As pressões parciais dos vapores dos líquidos estão na seguinte ordem crescente:**

a) etanol, água, éter.
b) água, etanol, éter.
c) éter, álcool, água.
d) éter, água, álcool.
e) água, éter, álcool.

3. **(Unesp) Comparando duas panelas, simultaneamente, sobre dois queimadores iguais de um mesmo fogão, observa-se que a pressão dos gases sobre a água fervente na panela de pressão fechada é maior que aquela sobre a água fervente numa panela aberta. Nessa situação, e se elas contêm exatamente as mesmas quantidades de todos os ingredientes, podemos afirmar que, comparando com o que ocorre na panela aberta, o tempo de cozimento na panela de pressão fechada será:**

a) menor, pois a temperatura de ebulição será menor.
b) menor, pois a temperatura de ebulição será maior.
c) menor, pois a temperatura de ebulição não varia com a pressão.
d) igual, pois a temperatura de ebulição independe da pressão.
e) maior, pois a pressão será maior.

4. **(Uesb-BA) Considere duas cidades brasileiras: uma litorânea (1) e outra montanhosa (2), situada a 1.700 m de altitude. Pode-se afirmar, portanto, que:**

I. na cidade 2, a pressão total do ar atmosférico é menor do que na cidade 1.
II. em ambas as cidades, oxigênio é o componente do ar presente em maior proporção.
III. na cidade 1, a água ferve em temperaturas inferiores a 100 °C.

É correto afirmar somente:

a) I.
b) II.
c) III.
d) I e II.
e) II e III.

5. **Ao se cozinhar alimentos em panela de pressão, a temperatura atingida pela água de cocção é superior a 100°C principalmente porque:**

a) as substâncias dissolvidas na água aumentam o seu ponto de ebulição.
b) o vapor excedente é liberado por uma válvula de segurança.
c) a pressão a que o líquido está submetido é superior a 1,0 atm.
d) a água, naquelas condições, apresenta menor pressão de vapor.
e) outros líquidos liberados no processo elevam a temperatura de vapor do sistema.

6. **(ITA) Uma solução de NaC*l* em água é aquecida num recipiente aberto. Indique a afirmação falsa.**

a) A solução entrará em ebulição, quando sua pressão de vapor for igual à pressão ambiente.
b) A concentração em quantidade de matéria da solução aumentará, à medida que prosseguir a ebulição.
c) A temperatura de início de ebulição é maior que a da água pura.
d) A temperatura aumentará, à medida que a ebulição prossegue.
e) A composição do vapor desprendido é a mesma da solução residual.

7. **(Unifoa-RJ) A presença de um soluto não volátil dissolvido em um solvente líquido altera o comportamento desse líquido na sua pressão de vapor, que (x), no seu ponto de ebulição, que (y), e no seu ponto de solidificação, que (z). Respectivamente, podemos substituir *x*, *y* e *z* por:**

a) aumenta, diminui e aumenta.
b) diminui, aumenta e diminui.
c) aumenta, aumenta e diminui.
d) diminui, diminui e aumenta.
e) diminui, aumenta e aumenta.

8. (UFU) A respeito das propriedades das soluções, considere as seguintes afirmativas:

I. A água do mar ferve a uma temperatura mais baixa que a água pura, ambas ao nível do mar.
II. A água do mar congela a uma temperatura mais baixa que a água pura, ambas ao nível do mar.
III. Uma solução aquosa de sacarose ferve a uma temperatura mais alta que a água pura, ambas ao nível do mar.
IV. Uma solução aquosa de sacarose congela a uma temperatura mais alta que a água pura, ambas ao nível do mar.

Dentre essas afirmações:
a) todas são incorretas.
b) I e IV são corretas.
c) I é correta e III é incorreta.
d) II e III são corretas.
e) todas são corretas.

9. A adição de 150 g de sacarose a um litro de água pura fará com que:
a) sua pressão de vapor diminua.
b) passe a conduzir corrente elétrica.
c) sua pressão de vapor aumente.
d) seu ponto de ebulição diminua.
e) seu ponto de congelamento aumente.

10. (Mack) Sob pressão atmosférica, têm-se dois sistemas contendo, respectivamente, (I) H_2O e (II) solução aquosa de NaCl. Comparando-se as temperaturas de ebulição (t_e) e de congelação (t_c) iniciais entre os sistemas, temos:

t_e	t_c
a) II > I	e I > II.
b) I > II	e I > II.
c) II > I	e II > I.

d) II = I e II = I.
e) II > I e II = I.

11. **(Faap-SP) "Mesmo em dias sem sol, o banho de mar provoca sede." Seguem-se as afirmações:**

I. A concentração salina da água do mar é mais alta do que nas soluções corporais. Em consequência, a imersão prolongada no mar provoca saída de água do corpo para a solução mais concentrada (a água do mar). A sede é um recurso natural do organismo para repor a água perdida por esse meio.

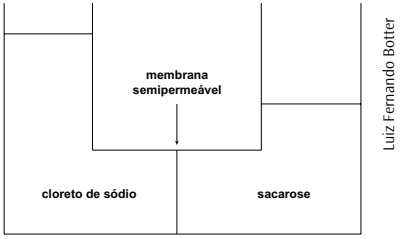
II. A concentração salina da água do mar é mais baixa do que as soluções corporais. Em consequência, a imersão prolongada no mar provoca absorção de energia dos raios solares que ficaram retidos durante os dias de sol, provocando, assim, a sede.

III. Em dias sem sol, a imersão prolongada no mar provoca o fenômeno conhecido como crioscopia, muito usado na indústria de sorvetes, onde se emprega a salmoura, uma solução saturada de sal marinho.

Dessas afirmações, apenas:

a) I e II são corretas.
b) I e III são corretas.
c) I é correta.
d) III é correta.
e) II e III são corretas.

12. **(UFRGS) Uma solução aquosa diluída de sacarose é posta em contato com igual volume de uma solução aquosa diluída de cloreto de sódio, através de uma membrana semipermeável, resultando no equilíbrio representado a seguir.**



A observação da figura permite afirmar que:

a) a pressão osmótica da solução de sacarose é maior que a da solução de cloreto de sódio.
b) a molaridade da solução de cloreto de sódio é maior que a da solução de sacarose.
c) a solução de cloreto de sódio possui temperatura de ebulição inferior à da solução de sacarose.
d) ambas as soluções, quando se encontrarem na mesma temperatura, apresentarão a mesma pressão de vapor.
e) a solução de cloreto de sódio possui temperatura de congelação inferior à da solução de sacarose.

13. **(PUC-Campinas) Considere o texto adiante.**

"Se as células vermelhas do sangue forem removidas para um béquer contendo água destilada, há passagem da água para (I) das células. Se as células forem colocadas numa solução salina concentrada, há migração da água para (II) das células, com o (III) das mesmas. As soluções projetadas para injeções endovenosas devem ter (IV) próximas às das soluções contidas nas células."

Para completar corretamente, I, II, III e IV devem ser substituídos, respectivamente, por:

a) dentro – fora – enrugamento – pressão osmótica.
b) fora – dentro – inchaço – condutividade térmica.
c) dentro – fora – enrugamento – colorações.
d) fora – fora – enrugamento – temperatura de ebulição.
e) dentro – dentro – inchaço – densidades.

14. **(PUC-Campinas) É costume popular a colocação de sólidos como açúcar ou pó de café sobre feridas. A retirada de líquido, favorecendo a cicatrização, pode ser mais bem interpretada pelo efeito coligativo:**

a) osmótico.
b) criométrico.
c) ebuliométrico.
d) criométrico e ebuliométrico.
e) tonométrico e ebuliométrico.

Descomplicando a Química

Calcule a pressão de vapor da água, a 20 °C, em uma solução preparada pela dissolução de 10 g de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, em 100 g de água.
Dado: pressão de vapor do solvente puro (água) a 20 °C: 17,54 mmHg.

Resolução:

Deve-se esperar, para a solução, uma pressão de vapor mais baixa que a pressão de vapor do solvente puro, em função da presença do soluto.

Primeiramente, é necessário determinar o número de mols de sacarose (massa molar 342 g/mol) e de água (massa molar 18 g/mol) e, a seguir, a fração molar do solvente em solução:

Sacarose: $ns = \frac{10,0\ g}{342\ g/mol} = 0,0292\ mol$

Água: $ns = \frac{10,0\ g}{18\ g/mol} = 5,5556\ mol$

A fração molar da água é:

$X = 5,5556/(5,5556 + 0,0292) = 0,9948$

A pressão de vapor da água (P) na solução pode ser assim calculada:

$P = X \cdot P_{puro}$

$P = (0,9948) \cdot (17,54) = 17,45\ mmHg$

17 Termoquímica

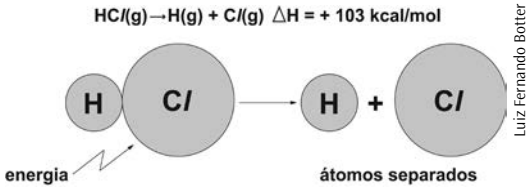
As reações químicas estão sempre relacionadas a algum tipo de energia. Do ponto de vista do contexto social, uma das energias frequentemente exploradas é a energia térmica advinda de processos de combustão de carvão, petróleo e seus derivados.

As combustões são exemplos típicos de reações químicas em que há energia liberada à medida que o processo transcorre. São denominadas *reações exotérmicas*.

São possíveis, também, processos que absorvem calor, os quais são denominados *reações endotérmicas*.

Energia de ligação

Uma reação química implica o rearranjo de átomos para formação de novas substâncias. Para isso, algumas ligações químicas entre os reagentes são quebradas, o que envolve gasto de energia. Ou seja, a energia deve ser fornecida ao meio reacional para rompimento dessas ligações.



Energia fornecida à reação.

A formação de novas substâncias implica a recombinação dos átomos e a formação de novas ligações químicas. A formação das ligações ocorre com liberação de energia, isto é, o sistema reacional dispensa energia para as vizinhanças.

Energia de ligação é a energia absorvida na quebra de 1 mol de ligações, no estado gasoso, a 25 °C e 1 atm.

Essa energia, que de alguma maneira está relacionada ao rompimento/formação de ligações químicas, é denominada *entalpia*.

Exemplo	Energia de Ligação
$Cl2_{(g)} \rightarrow 2Cl_{(g)}$	Δ H=+ 58 kcal
$N2 \rightarrow 2N_{(g)}$	Δ H=+ 266 kcal
$HCl_{(g)} \rightarrow H_{(g)}+CL_{(g)}$	Δ H=+ 103 kcal

Entalpia e variação de entalpia

A entalpia (H) de uma substância é uma grandeza que traduz a quantidade de energia dessa substância que pode ser transformada em calor em um processo à pressão constante.

A entalpia de um elemento ou substância varia segundo seu estado físico, sua variedade alotrópica, sua pressão temperatura. Por conta disso, define-se um *estado-padrão* (H^0) de uma substância que corresponde à sua forma mais estável, a 1,0 atm, a 25 °C.

Toda substância simples, no estado-padrão e na sua forma alotrópica mais estável (mais comum), tem entalpia igual a zero.

A *variação de entalpia* (ΔH) de um sistema traduz a quantidade de calor trocado pelo sistema à pressão constante.

Essa variação, comumente também denominada *calor de reação*, por vezes recebe nomes específicos segundo o tipo de reação:

Entalpia de formação (ΔH_f): energia liberada ou absorvida na formação de um mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado-padrão, com H = 0.

Exemplo:

$$1H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow 1H_2O_{(l)}$$
$$\Delta H_f = -286 \text{ kJ/mol}$$

Entalpia de combustão (H_{comb}): energia liberada na combustão de um mol de uma substância no estado-padrão.

Exemplo:

$$1C_2H_6O_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O_{(l)}$$
$$\Delta H_{comb} = -1.368 \text{ kJ/mol}$$

Entalpia de neutralização (H_{neutr}): energia liberada na formação de um mol H_2O líquido a partir da reação de 1,0 mol de H^+ e 1,0 mol de OH^-, nas condições-padrão. Como a reação que ocorre é sempre a mesma,

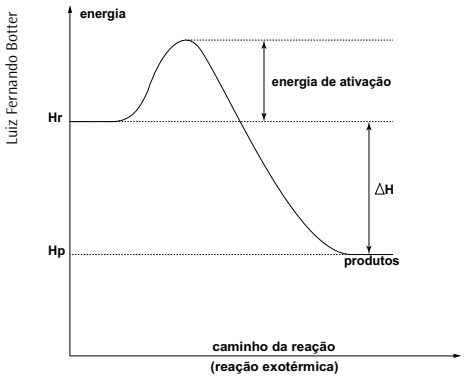
$$1H^+_{(aq)} + 1OH^-_{(aq)} \rightarrow 1H_2O_{(l)}$$
$$\Delta H_f = -57,7 \text{ kJ/mol}$$

o calor liberado, quando a reação ocorre entre um ácido forte e uma base forte (porque estão completamente dissociados), será sempre igual a 57,7 kJ/mol. Se o ácido e/ou a base forem fracos, a energia liberada será menor.

Reações exotérmicas

Quando uma reação química se processa, pode ocorrer de — entre absorção (representada por E_a, energia de ativação) e liberação de energia — o sistema reacional liberar mais energia do que a quantidade absorvida. Diz-se, simplificadamente, que a energia está sendo liberada para as vizinhanças do meio reacional. Temos o que se denomina *reação exotérmica* e a variação de entalpia assume valor negativo. Isso ocorre porque os produtos possuem, somados, entalpia menor que a dos reagentes, também somados.

$$\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes} \longrightarrow \Delta H < 0$$



Reação exotérmica.

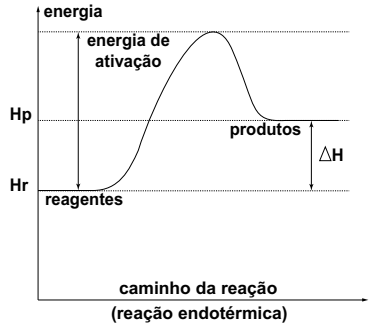
Para uma exotérmica genérica, sendo A e B reagentes, e C, D e E, produtos, podemos escrever:

$$A + B \rightarrow C + D + E + \text{energia}$$

Reações endotérmicas

Quando uma reação química se processa, pode ocorrer de — entre absorção e liberação de energia — o sistema reacional absorver mais energia do que a quantidade liberada. Diz-se, simplificadamente, que a energia está sendo absorvida (das vizinhanças do meio reacional). Temos o que se denomina *reação endotérmica*, e a variação de entalpia assume valor positivo. Isso ocorre porque os produtos possuem, somados, entalpia maior que a dos reagentes, também somados.

$$\Delta H = H_{produtos} - H_{reagentes} \rightarrow \Delta H > 0$$



Reação endotérmica.

Para uma endotérmica genérica, sendo A e B reagentes, e C, D e E, produtos, podemos escrever:

$$A + B + \text{energia} \rightarrow C + D + E$$

Equação termoquímica

A entalpia de um elemento ou substância varia segundo seu estado físico, sua variedade alotrópica, sua pressão e temperatura. Uma equação termoquímica deve ser escrita de tal forma que informe todos esses detalhes.

Exemplos:

$1C_{(graf)} + 1O_{2(g)} \rightarrow 1CO_{2(g)}$
$\Delta H = -394$ kJ a 25 °C e 1 atm

$1NH_{3(g)} \rightarrow 1/2N_{2(g)} + 3/2\ H_{2(g)}$
$\Delta H = +46{,}1$ kJ a 25 °C e 1 atm

Lei de Hess

Para uma dada reação, a variação de entalpia é sempre a mesma, esteja essa reação ocorrendo em uma ou várias etapas.

Exemplo:

Calcular o valor de DH para a seguinte reação:

$2C_{(graf)} + 3H_{2(g)} + ½O_{2(g)} \rightarrow C_2H_6O_{(l)}$

Sabe-se que:

$1C_{(graf)} + 1O_{2(g)} \rightarrow 1CO_{2(g)}$ $\Delta H = -394$ kJ/mol

$1H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow 1H_2O_{(l)}$ $\Delta H = -286$ kJ/mol

$1C_2H_6O_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$

$\Delta H = -1.368$ kJ/mol

Resolução:

A ideia é ajustar as equações de ΔHs conhecidos de modo que somadas originem a equação-problema. Ajusta-se, segundo o mesmo critério, o ΔH das respectivas reações. Aqui, deve-se pensar em reescrever as reações de forma a:

- ter 2 mols de $C_{(graf)}$ como reagente: multiplica-se a
- primeira equação e seu respectivo ΔH por 2;
- ter 3 mols de $H_{2(g)}$ como reagente: multiplica-se asegunda equação e seu respectivo ΔH por 3;
- ter 1 mol de C_2H_6o (l) como produto: inverte-se a última
- equação e troca-se o sinal do ΔH.

Então, temos, somando as três equações:

$2C_{(graf)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ $\Delta H = (-394\text{ kJ}) \cdot 2$

$3H_{2(g)} + 3/2O_{2(g)} \rightarrow 3H_2O_{(l)}$ $\Delta H = (-286\text{ kJ}) \cdot 3$

$2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)} \rightarrow 1C_2H_6O_{(l)} + 3O_{2(g)}$ $\Delta H = +1.368$ kJ

$2C_{(graf)} + 3H_{2(g)} + ½O_{2(g)} \rightarrow C_2H_6O_{(l)}$ $\Delta H = -278$ kJ

Teste seu saber

1. **(UFMG) Ao se sair molhado em local aberto, mesmo em dias quentes, sente-se uma sensação de frio. Esse fenômeno está relacionado com a evaporação da água que, no caso, está em contato com o corpo humano. Essa sensação de frio explica-se corretamente pelo fato de que a evaporação da água:**

a) é um processo endotérmico e cede calor ao corpo.
b) é um processo endotérmico e retira calor do corpo.
c) é um processo exotérmico e cede calor ao corpo.
d) é um processo exotérmico e retira calor do corpo.
e) é um processo atérmico e não troca calor com o corpo.

2. **O conteúdo energético de um sistema é denominado entalpia. Em uma reação endotérmica, ocorre absorção de energia. Numa reação endotérmica, portanto, a entalpia dos reagentes é:**

a) maior ou igual à dos produtos.
b) menor que a dos produtos.
c) impossível de ser comparada com a entalpia dos produtos.
d) igual à dos produtos.
e) maior que a dos produtos.

3. **(Unesp) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:**

I. Gás queimando em uma das "bocas" do fogão.
II. Água fervendo em uma panela que se encontra sobre essa "boca" do fogão.

Com relação a esses processos, pode-se estimar que:

a) I e II são exotérmicos.
b) I é exotérmico, e II é endotérmico.
c) I é endotérmico, e II é exotérmico.
d) I é isotérmico, e II é exotérmico.
e) I é endotérmico, e II é isotérmico.

4. **A "cal extinta" — $Ca(OH)_2$ — pode ser obtida pela reação entre óxido de cálcio (CaO) e a água, com consequente liberação de energia. O óxido de cálcio, ou "cal viva", por sua vez, é obtido por forte aquecimento de carbonato de cálcio ($CaCO_3$). As equações referentes às reações são:**

I. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + \text{calor}$
II. $CaCO_3 + \text{calor} \rightarrow CaO + CO_2$

Identifique a afirmativa incorreta.
a) A reação II é endotérmica.
b) A reação II é uma reação de decomposição.
c) A reação I é uma reação endotérmica.
d) A reação total entre "a cal extinta" e o ácido sulfúrico (H_2SO_4) produz $CaSO_4$ e água.
e) A reação entre a "cal viva" e o ácido clorídrico (HCl) produz $CaCl_2$ e água.

Analise as reações e os valores correspondentes de ΔH e indique a alternativa que correlaciona, adequadamente, as reações com as bolsas térmicas quentes ou frias.
a) I. fria, II. quente, III. fria.
b) I. quente, II. fria, III. quente.
c) I. fria. II. fria, III. fria.
d) I. quente, II. quente, III. fria.
e) I. quente, II. quente, III. quente.

5. A entalpia de neutralização é aproximadamente constante quando:
a) o ácido e a base são fracos.
b) o ácido e a base são fortes.
c) o ácido é forte e a base é fraca.
d) o ácido é fraco e a base é fraca.
e) o ácido e a base são concentrados.

6. A "efervescência" da água oxigenada, quando empregada no tratamento de ferimentos, é representada pela equação:

$$2H_2O_{2(l)} \xrightarrow{\text{enzimas}} 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)} + 21.799 \text{ cal/mol}$$

Essa reação pode ser classificada como:
a) síntese e endotérmica.
b) síntese e exotérmica.
c) decomposição e exotérmica
d) decomposição e endotérmica.
e) deslocamento e exotérmica.

7. (Mack) Dada a reação: $Fe_2O_{3(s)} + 3C_{(s)} + 491{,}5\ kj \rightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{(g)}$

Da transformação do óxido de ferro (III) em ferro metálico, segundo a equação acima, pode-se afirmar que:

a) é uma reação endotérmica.
b) é uma reação exotérmica.
c) é necessário 1 mol de carbono para cada mol de $Fe_2O_{3(s)}$ transformado.
d) o número de mols de carbono consumido é diferente do número de mols do monóxido de carbono produzido.
e) a energia absorvida na transformação de 2 mols de $Fe_2O_{3(s)}$ é igual a 491,5 kJ.

8. **(PUC-MG) Sejam dadas as equações termoquímicas, todas a 25 °C e 1 atm:**

I. $H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H = -68{,}3$ Kcal/mol
II. $2Fe_{(s)} + 3/2O_{2(g)} \rightarrow Fe_2O_{3(s)}$ $\Delta H = -196{,}5$ Kcal/mol
III. $2Al_{(s)} + 3/2O_{2(g)} \rightarrow Al_2O_{3(s)}$ $\Delta H = -399{,}1$ Kcal/mol
IV. $C_{(grafite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -94{,}0$ Kcal/mol
V. $CH_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$ $\Delta H = -17{,}9$ Kcal/mol

Exclusivamente sob o ponto de vista energético, das reações acima, a que você escolheria como fonte de energia é:

a) I.
b) II.
c) III.
d) IV.
e) V.

9. **(Unimep-SP) Dada a equação a seguir, podemos afirmar que o calor liberado na queima de 2,8 g de monóxido de carbono será:**

(**Dados:** C = 12g/mol; O = 16g/mol)

$CO_{(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -67{,}6$ kcal

a) 6,76 kcal.
b) 3,38 kcal.
c) 10,14 kcal.
d) 67,6 kcal.
e) 33,8 kcal.

10. **(Vunesp) Considere a equação a seguir:**

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = -572\ kJ$

É correto afirmar que a reação é:
a) exotérmica, liberando 286 kJ por mol de oxigênio consumido.
b) exotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de água produzida.
c) endotérmica, consumindo 572 kJ para dois mols de água produzida.
d) endotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de oxigênio consumido.
e) endotérmica, consumindo 286 kJ por mol de água produzida.

11. **(Vunesp) Ozonizador é um aparelho vendido no comércio para ser utilizado no tratamento da água. Nesse aparelho é produzido ozônio (O_3) a partir do oxigênio (O_2), que mata os micro-organismos presentes na água. A reação de obtenção do ozônio a partir do oxigênio pode ser representada pela equação:**

$3O_{2(g)} \rightarrow 2O_{3(g)} \qquad \Delta H = +284\ kJ$

Com base nessa equação, e considerando a transformação de 1.000 g de oxigênio em ozônio, a quantidade de calor envolvida na reação é:

(**Dado:** O = 16 g/mol)

a) 2.958,33 kJ, e a reação é endotérmica.
b) 1.479,16 kJ, e a reação é exotérmica.
c) 739,58 kJ, e a reação é exotérmica.
d) 369,79 kJ, e a reação é endotérmica.
e) 184,90 kJ, e a reação é endotérmica.

12. **(UEL) Considere as seguintes entalpias de formação:**

$Al_2O_{3(s)}$ – 1.670 kJ/mol
$MgO_{(s)}$ – 604 kJ/mol

Com essas informações, pode-se calcular a variação de entalpia da reação representada por:

$3MgO_{(s)} + 2Al_{(s} \rightarrow 3Mg_{(s)} + Al_2O_{3(s)}$

Seu valor será igual a:
a) -1.006 kJ.
b) -142 kJ.

c) +142 kJ.
d) +1.066 kJ.
e) +2.274 kJ.

13. (PUC-SP) A equação $H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H = -68$ kcal representa:

I. calor de formação da água líquida.
II. calor de combustão do hidrogênio gasoso.
III. calor de combustão do oxigênio gasoso.
IV. calor de decomposição do hidrogênio gasoso.

São corretos os complementos:
a) I e II.
b) I e III.
c) II e III.
d) II e IV.
e) III e IV.

14. (Enem) Vários combustíveis alternativos estão sendo procurados para reduzir a demanda por combustíveis fósseis, cuja queima prejudica o meio ambiente devido à produção de dióxido de carbono (massa molar 44 g/mol). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio, o etanol e o metano. A queima de 1 mol de cada um desses combustíveis libera uma determinada quantidade de calor, que estão apresentados na tabela a seguir.

Combustível	Massa molar (g/mol)	Calor liberado na queima (kJ/mol)
H_2	2	270
CH_4	16	900
C_2H_5OH	46	1.350

Considere que foram queimadas massas, independentemente, desses três combustíveis, de forma tal que em cada queima foram liberados 5.400 kJ. O combustível mais econômico, ou seja, o que teve menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono, foram, respectivamente.

a) o etanol, que teve apenas 46 g de massa consumida, e o metano, que produziu 900 g de CO_2.
b) o hidrogênio, que teve apenas 40 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 352 g de CO_2.
c) o hidrogênio, que teve apenas 20 g de massa consumida, e o metano, que produziu 264 g de CO_2.
d) o etanol, que teve apenas 96 g de massa consumida, e o metano que produziu 176 g de CO_2.
e) o hidrogênio, que teve apenas 2 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 1.350 g de CO_2.

15. **Dadas as energias de ligação, em kcal/mol: H–H (104,0); H–C*l* (103,0); C*l*–C*l* (58,0), conclui-se que o calor da reação $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$ será igual a:**
a) -206 kcal.
b) -103 kcal.
c) -59 kcal.
d) -44 kcal.
e) -22 kcal.

16. **A reação de formação de cal viva ou virgem (CaO),**

$Ca_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CaO_{(s)}$

libera 151,8 kcal/mol. A transformação de cal viva em cal extinta [$Ca(OH)_2$] é:

$CaO_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)}$

e libera 26 kcal/mol. Qual o calor liberado, à pressão constante, em kcal/mol, na reação abaixo?

$Ca_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)}$

a) 203,8.
b) 125,8.
c) 303,6.
d) 177,8.
e) 52,0.

17. (UFRGS) O carbeto de tungstênio, WC, é uma substância muito dura e, por essa razão, é utilizada na fabricação de vários tipos de ferramentas. A variação de entalpia da reação de formação do carbeto de tungstênio a partir dos elementos $C_{(graf)}$ e $W_{(s)}$ é difícil de ser medida diretamente, pois a reação ocorre a 1.400 °C. No entanto, pode-se medir com facilidade os calores de combustão dos elementos $C_{(graf)}$, $W_{(s)}$ e do carbeto de tungstênio, $WC_{(s)}$:

I. $2W_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2WO_{3(s)}$ $\Delta H = -1.680,6$ kJ

II. $C_{(graf)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -393,3$ kJ

III. $2WC_{(s)} + 5O_2 \rightarrow 2CO_{2(g)} + 2WO_{3(s)}$ $\Delta H = -2.391,6$ kJ

Pode-se, então, calcular o valor da entalpia da reação a seguir e concluir se ela é exotérmica ou endotérmica:

$W_{(s)} + C_{(graf)} \rightarrow WC_{(s)}$ $\Delta H = ?$

A qual alternativa correspondem o valor do ΔH e o tipo de reação, respectivamente?

a) -878,3 kJ e exotérmica.
b) -317,5 kJ e exotérmica.
c) -38,0 kJ e exotérmica.
d) -38,0 kJ e endotérmica.
e) +317,5 kJ e endotérmica.

Descomplicando a Química

(Unicamp) Os alimentos, além de nos fornecerem as substâncias constituintes do organismo, são também fontes de energia necessária para nossas atividades. Podemos comparar o balanço energético de um indivíduo após um dia de atividades da mesma forma que comparamos os estados final e inicial de qualquer processo químico. O gasto energético total (em kJ) por um indivíduo pode ser considerado como a soma de três usos corporais de energia:

• gasto metabólico de repouso (4,2 kJ/kg por hora);
• gasto energético para digestão e absorção de alimentos, correspondente a 10% da energia dos alimentos ingeridos;
• atividade física, que, quando moderada, representa 40% do gasto metabólico de repouso.

Continua...

a) Qual seria o gasto energético total de um indivíduo com massa corporal de 60 kg, com atividade moderada e que ingere o equivalente a 7.600 kJ por dia?

b) Considerando que 450 g de massa corporal correspondem a aproximadamente 15.000 kJ, qual é o ganho (ou perda) desse indivíduo por dia, em gramas?

Resolução:

a) Gasto metabólico de repouso:

1 kg de massa _____ 4,2 kJ/h

60 kg _____ x

x = 252 kJ/h ou

x = (252 kJ/h) × (24 h/dia) = 6.048 kJ/dia

Gasto energético para digestão e absorção dos alimentos:

100% _____ 7.600 kJ

10% _____ y

y = 760 kJ

Gasto com atividade física:

100% _____ 6.048 kJ/dia

40% _____ w

w = 2419,2 kJ/dia

Gasto energético total:

G = 6048 + 760 + 2419,2 = 9227,2 kJ

b) Balanço energético:

saldo = quantidade ingerida – quantidade gasta

= 7.600 – 9.227,2 kJ

saldo = -1.627,2 kJ

Como o gasto energético é maior que a quantidade ingerida, haverá perda de massa corporal. A perda de peso será de:

15.000 kJ _____ 450 g

1.627,2 kJ _____ m

m = 48,816 g/dia.

18 Eletroquímica

A eletroquímica estuda a relação entre as reações químicas e a energia elétrica.

Reações químicas podem gerar energia elétrica, como no caso das celas galvânicas (pilhas). As celas eletrolíticas, por sua vez, consistem em sistemas nos quais uma reação química é provocada pela passagem de corrente elétrica, caracterizando o fenômeno de eletrólise.

Não só as pilhas, mas essencialmente, todo evento eletroquímico constitui oxidorredução, isto é, troca de elétrons entre átomos e/ou íons. Produção de metais a partir de seus minérios, proteção de ligas metálicas contra a corrosão, funcionamento de pilhas e baterias, processos bioquímicos e de envelhecimento da pele são apenas alguns exemplos de fenômenos eletroquímicos.

Oxidação e redução – Número de oxidação

Fenômenos de oxidorredução implicam reações em que uma espécie química — átomo, íon ou molécula — transfere elétrons a outra.

Diz-se que a espécie química que perde elétrons sofre oxidação, e a espécie que captura os elétrons sofre redução. A substância da qual faz parte a espécie que sofre redução é denominada *agente oxidante*, e a substância da qual faz parte a espécie que sofre oxidação é denominada *agente redutor*.

Não é possível a ocorrência do fenômeno de redução dissociado do fenômeno de oxidação. Se uma espécie química sofre oxidação, necessariamente, existirá pelo menos uma espécie química que sofrerá redução (e vice-versa).

A toda espécie química está sempre associado um estado de oxidação, o qual traduz o estágio em que a espécie se encontra com respeito à capacidade de ceder/receber elétrons frente a outras espécies. Esse estado de oxidação é representado pelo *número de oxidação (Nox)*.

Exemplo:

$$Fe_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow FeCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

Aqui está representada uma reação de oxidorredução. Nesse processo, ferro metálico (Fe) constitui o agente redutor: átomos de ferro (Nox = 0) cedem elétrons (sofrem oxidação) para os átomos de H (Nox = +1, sofrem redução). Por sua vez, o cloreto de hidrogênio (HCl) constitui o agente oxidante. Em relação aos produtos, o ferro possui Nox = +2 na espécie $FeCl_2$, e o hidrogênio, Nox = 0, na molécula de H_2.

Regras básicas para determinação do números de oxidação

A) O número de oxidação de cada átomo em uma substância simples é sempre zero.

Exemplos:

O_2, O_3, P_4, S_8, $C_{(diam)}$, todas, por definição, possuem Nox = 0.

B) A soma dos números de oxidação de todos os átomos constituintes de uma substância composta, seja ela de caráter iônico ou molecular, é sempre zero.

Exemplos:

NaCl	(Nox do Na) + (Nox do Cl) = 0
C_2H_6	(Nox do C) . 2 + (Nox do H) . 6 = 0

C) Em íons monoatômicos, o número de oxidação é sempre igual à sua própria carga; em íons poliatômicos, a soma dos números de oxidação deve ser igual à carga do íon.

Exemplos:

Na^+ Nox = +1
Ca^{2+} Nox = +2
NH_4^+ +x +1= +1
+x +4= +1
+x= +1 –4
x= –3
$Cr_2O_7^{2-}$ (Nox do Cr) . 2 + (Nox do O) . 7 = -2

D) Para substâncias compostas e íons poliatômicos:

D.1) Existem elementos que possuem Nox fixo.

Metais alcalinos e a prata (Ag)	Nox = +1
Metais alcalinoterrosos e o zinco (Zn)	Nox = +2
Alumínio (Al)	Nox = +3
Flúor (F)	Nox = -1

Exemplos:

$NaClO$ (Nox do Na) = +1
$CaSO_4$ (Nox do Ca) = +2
Al_2O_3 (Nox do Al) = +3
CaF_2 (Nox do Ca) = +2 e (Nox do F) = -1

D.2) Cl, Br e I possuem (em compostos binários) Nox = -1, exceto quando combinados com oxigênio ou flúor.

Exemplos:

HBr (Nox do Br) = -1
Cl_2O (Nox do Cl) = +1
ClF (Nox do Cl) = +1
$HClO_3$ (Nox do Cl) = +5

D.3) O hidrogênio (H) apresenta, geralmente, Nox = +1.

Quando o hidrogênio estiver ligado a metal, formando hidretos metálicos, terá Nox = -1

Exemplos:

HCl (Nox do H) = +1

H_2SO_4 (Nox do H) = +1
NH_3 (Nox do H) = +1
$C_6H_{12}O_6$ (Nox do H) = +1
CaH_2 (Nox do H) = -1

D.4) O oxigênio (O) apresenta, geralmente, Nox = -2.

Especificamente no composto OF_2, terá Nox = +2.
Nos peróxidos $(O_2)^{2-}$, o oxigênio terá Nox = -1.
Nos superóxidos $(O_2)^-$, o oxigênio terá Nox = -1/2.

Exemplos:

H_2O (Nox do O) = -2
H_2SO_4 (Nox do O) = -2
$C_6H_{12}O_6$ (Nox do O) = -2
H_2O_2 (Nox do O) = -1
CaO_2 (Nox do O) = -1
KO_2 (Nox do O) = -1/2

Pilhas

Quando uma barra de Zn é imersa em uma solução de Cu^{2+}, nota-se que a solução, inicialmente azul, vai se tornando mais clara, devido à migração dos íons cobre da solução para a superfície da barra, recobrindo totalmente a placa de zinco por uma camada de cobre metálico.

O fenômeno acima descrito é explicado pelo fato de que elementos distintos possuem tendências diferentes em capturar elétrons baseados em seu potencial eletroquímico.

Dois processos estão ocorrendo neste exemplo:

- a oxidação do Zn: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
- a redução dos íons Cu^{2+}: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Cada uma dessas representações é chamada *equação de semirreação*, mas o fenômeno em si consiste na associação das duas semirreações (já que a redução está sempre acompanhada da oxidação e vice-versa) resultando na reação global da pilha que, neste caso, pode ser representada por:

$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$$

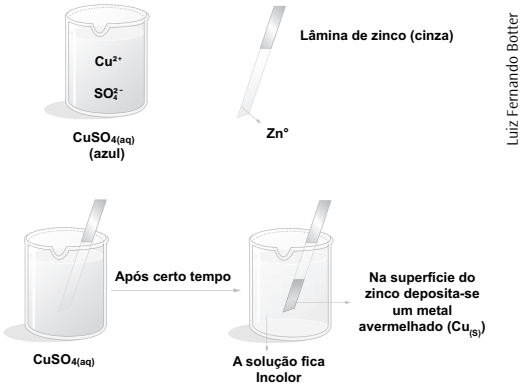
$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$
$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$$
$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$$

Reação Global da Pilha

Oficialmente, por convenção mundial, as pilhas são representadas da seguinte maneira:

$$Zn/Zn^{2+} // Cu^{2+}/Cu$$

Oxidação Redução



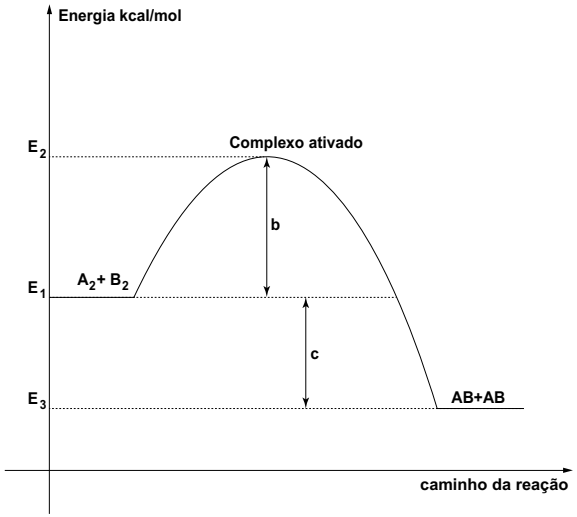
Uma barra de Zn é imersa em uma solução de Cu^{2+}.

Pilha de Volta

A pilha de Alessandro Volta, desenvolvida em 1800, era constituída por um conjunto de placas metálicas de Zn e Cu empilhadas alternadamente e entremeadas por discos de feltro embebidos em H_2SO_4 diluído.

GuidoB/Creative Commons

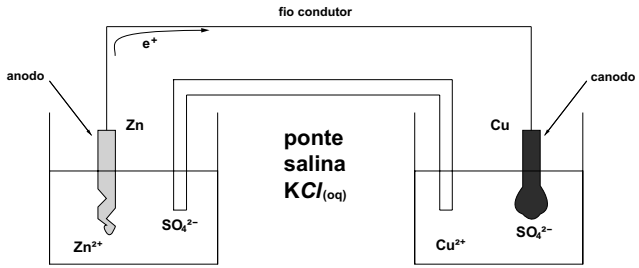
Protótipo da pilha de Alessandro Volta.



Luiz Fernando Botter

Pilha de Daniell

O inglês John Frederic Daniell criou, em 1836, a primeira pilha com soluções líquidas. A pilha de Daniell foi construída utilizando placas metálicas de Zn e Cu mergulhadas, respectivamente, em soluções de íons Zn^{2+} e Cu^{2+} de concentração 1 mol/L a 25 °C.



Luiz Fernando Botter

Pilha de Daniell.

O sistema redox da pilha de Daniell pode ser representado pelas seguintes equações:

Ânodo (onde ocorre a oxidação):

$Zn^0 \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Cátodo (onde ocorre a redução):

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu^0$

Reação global da pilha:

$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

A uma temperatura de 25 °C e concentrações das soluções 1 mol/L, a diferença de potencial elétrico da pilha é de 1,10 V.

Em essência, a reação da pilha de Daniell é exatamente a mesma da pilha de Volta: os elétrons passam de forma espontânea da barra de Zn para a de Cu, pelo fio. À medida que a pilha funciona ou descarrega, a lâmina de zinco se desgasta, enquanto a de cobre tem massa aumentada.

Saiba

Alguns termos importantes que usamos no estudo de pilhas

***Eletrodo*:** barra metálica, pedaço de grafite ou até mesmo um pedaço de fio desencapado.

***Semicela*:** conjunto formado pelo eletrodo e a solução iônica da pilha.

***Ânodo*:** semicela que emite elétrons para o circuito externo. É o polo negativo da pilha, em que ocorre o processo de oxidação.

***Cátodo*:** semicela que recebe elétrons do circuito externo. É o polo positivo da pilha, em que ocorre o processo de redução.

***Cela eletroquímica*:** conjunto que constitui uma pilha. É formada por duas semicelas.

Dessa forma, aumenta a concentração de íons Zn^{2+} em solução, enquanto a concentração de íons Cu^{2+} diminui. É necessária uma ponte salina para fechar o circuito elétrico e manter a neutralidade das soluções.

A ponte salina é constituída de um tubo recurvado, contendo uma solução saturada de algum eletrólito que mantém contato com ambas as soluções. Os íons negativos dessa solução migram para a semicela em que ocorre a formação de excesso de cargas elétricas positivas, neste caso, para o zinco. Os íons positivos migram para a semicela em que houver deficiência de cargas elétricas positivas, no caso a do cobre.

Potencial das pilhas

Uma pilha opera segundo uma reação de oxidorredução de caráter espontâneo e apresenta sempre uma força eletromotriz (ΔE, f.e.m.) positiva. Duas espécies de potenciais distintos são colocadas para reagir e, pela transferência de elétrons, a espécie de maior potencial de redução sofre redução, enquanto a espécie de menor potencial de redução sofre oxidação.

Exemplo:

Baseado na tabela de potenciais de redução padrão a 25 °C, determine a força eletromotriz de uma pilha alumínio-zinco. Escreva as semirreações e a reação global da pilha e indique os polos positivo e negativo.

Resolução:

Da tabela de potências de redução, têm-se as informações:

$Al^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow Al^0 \qquad E^0 = -1{,}66\ V$

$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Zn^0 \qquad E^0 = -0{,}76\ V$

O alumínio deve sofrer oxidação, e o cobre, redução. As semirreações e os respectivos polos são:

No ânodo – polo (-):

$2Al^0 \longrightarrow 2Al^{3+}_{(aq)} + 6e^- \qquad +1{,}66\ V$

No cátodo – polo (+):

$3\ Zn^{2+}_{(aq)} + 6e^- \longrightarrow 3Zn^0 \qquad -0{,}76V$

A reação global e a f.e.m. (DE^0) são:

$3Zn^{2+}_{(aq)} + 2Al^0 \longrightarrow 2Al^{3+}_{(aq)} + 3Zn^0$

$\Delta E^0 = 0{,}90\ V$

Quando $\Delta E^o > 0$ = reação espontânea

Quando $\Delta E^o < 0$ = reação não espontânea (isto é, que ocorre com necessidade de receber energia externa).

Tabela de potenciais de redução padrões a 25°C

Eletrodo	Eq volts
$F_2 + 2^e \longleftrightarrow 2F^-$	+2,65
$S_2O_8^{2-} \longleftrightarrow 2SO_4^{2-}$	+2,01
$CO^{3+} + e \longleftrightarrow CO^{2+}$	+1,82
$Pb^{4+} + 2e \longleftrightarrow Pb_{2+}$	+1,70
$MnO_4 + 4H^+ + 3e \longleftrightarrow MnO_2 + 2H_2O$	+1,69
$Ce^{4+} + e \longleftrightarrow Ce^{3+}$ (nitrato médio)	+1,61
$BrO_3 + 6H^+ + 5e \longleftrightarrow ½\ Br_2 + 3H_2O$	+1,52
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \longleftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,52
$Ce^{4+} + e \longleftrightarrow Ce3^+$ (sulfato médio)	+1,44
$Cl_2 + 2e \longleftrightarrow 2Cl^-$	+1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \longleftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33
$Tl^{3+} + 2e \longleftrightarrow Tl^+$	+1,25
$MnO^2 + 4H^+ + 2e \longleftrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,23
$O_2 + 4H^+ + 4e \longleftrightarrow 2H_2O$	+1,23
$IO_3 + 6H^+ + 5e \longleftrightarrow ½\ I_2 + 3H_2O$	+1,20
$Br_2 + 2e \longleftrightarrow 2Br^-$	+1,07
$HNO_2 + H^+ + e \longleftrightarrow NO + H_2O$	+ 1,00

Continua...

$NO_3 + 4H^+ + 3e \longleftrightarrow NO + 2H_2O$	+0,96
$2Hg^{2-} + 2e \longleftrightarrow Hg_2^{2+}$	+0,92
$ClO^- + H_2O + 2e \longleftrightarrow Cl^- + 2OH^-$	+ 0,89
$Cu^{2+} + I^- + e \longleftrightarrow CuI$	+ 0,86
$Hg^{2-} + 2e \longleftrightarrow 2Hg$	+ 0,79
$Fe^{3+} + e \longleftrightarrow Fe^{2+}$	+0,77
$BrO^- + H_2O + 2e \longleftrightarrow Br^- + 2OH^-$	+0,76
$BrO_3^- + 3H_2O + 6e \longleftrightarrow Br^- + 6OH^-$	+0,61
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e \longleftrightarrow MnO_2 + 4OH^-$	+0,60
$MnO_4^- + e \longleftrightarrow MnO_4^{2-}$	+0,56
$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e \longleftrightarrow H_3AsO_3 + H_2O$	+0,56
$Cu^2 + Cl^- + e \longleftrightarrow CuCl$	+0,54
$I_2 + 2e \longleftrightarrow 2I^-$	+0,54
$IO^- + H_2O + 2e \longleftrightarrow I^- + 2OH^-$	+0,49
$[Fe(CN)_6]^{3-} + e \longleftrightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$	+0,36
$UO_2^{\,2} + 4H^+ + 2e \longleftrightarrow U^{4+} + 2H_2O$	+ 0,33
$IO_3^- + 3H_2O + 6e \longleftrightarrow I^- + 6OH^-$	+0,26
$Cu^{2+} + e \longleftrightarrow Cu^+$	+0,15
$Sn^{4+} + 2e \longleftrightarrow Sn^{2+}$	+0,15
$TiO^2 + 2H^+ + e \longleftrightarrow Ti^{3+} + H_2O$	+0,1
$S_4O_6^{2-} + 2e \longleftrightarrow 2S_2O_3^{2-}$	+0,08
$2H^+ + 2e \longleftrightarrow H_2$	0,00
$V^{3+} + e \longleftrightarrow V^{2+}$	-0,26
$Cr^3 + e \longleftrightarrow Cr^{2+}$	-0,41
$Bi(OH)_3 + 3e \longleftrightarrow Bi + 3OH^-$	-0,44
$Fe(OH)_3 + e \longleftrightarrow Fe(OH)_2 + OH^-$	-0,56
$U^{4+} + e \longleftrightarrow U^{3-}$	-0,61
$AsO_4^{3-} + 3H_2O + 2e \longleftrightarrow H_2AsO_3^- + 4OH^-$	-0,67
$[Sn(OH)_6]^{2-} + 2e \longleftrightarrow [HSnO_2]^- + H_2O + 3OH^-$	-0,90
$[Zn(OH)_4]^{2-} + 2e \longleftrightarrow Zn + 4OH^-$	-1,22
$[H_2AlO_3]^- + H_2O + 3e \longleftrightarrow Al + 4OH^-$	-2,35

Saiba

Corrosão e proteção de metais

Corrosão é a deterioração de metais através de processo eletroquímico que ocorre nas reações de oxidorredução.

Veja alguns procedimentos de proteção contra corrosão:

***Revestimento de ferro ou aço com zinco*:** processo conhecido como galvanização, consiste na aplicação de uma fina camada de zinco sobre o ferro ou aço, impedindo o contato do metal com o ar e a água. O ferro sofre oxidação por exposição ao ar e à água, no entanto, o zinco imediatamente também sofre oxidação, fazendo com que os íons de Fe^{2+} sejam reduzidos a Fe^{0}.

***Revestimento de ferro ou aço com estanho*:** constitui a lata ou folha de flandres. A finalidade do estanho é, simplesmente, impedir o contato do ferro com o ar e a água. Se a lata é riscada, o ferro rapidamente sofre oxidação.

***Proteção com eletrodo ou metal de sacrifício*:** um metal de potencial de oxidação maior, denominado *metal de sacrifício*, é colocado em contato com a superfície metálica que se deseja proteger. Em estruturas de ferro, é comum o uso de magnésio como metal de sacrifício.

***Apassivação do alumínio*:** ocorre uma oxidação superficial da peça de alumínio, formando uma película muito fina de Al_2O_3 que, por aderir fortemente à superfície metálica, impede a progressão do processo de corrosão.

Eletrólise

Na eletrólise, a reação redox não é espontânea: necessita de energia elétrica e não a fornece. Por esse método é possível obter substâncias simples a partir de substâncias compostas. A eletrólise é utilizada em galvanoplastia, cromação, douração, prateação e banhos de estanho.

Peter Holst/SXC

Eletrólise.

Eletrólise ígnea

A eletrólise ígnea consiste na fusão de uma substância pura. A oxidação ocorre no ânodo — polo (+) da cela eletrolítica —, e a redução ocorre no cátodo — polo (-) da cela eletrolítica.

Karen Bramblet/SXC; Saied Shahinkiya/PhotoXpress

Trompetes dourado e cromado.

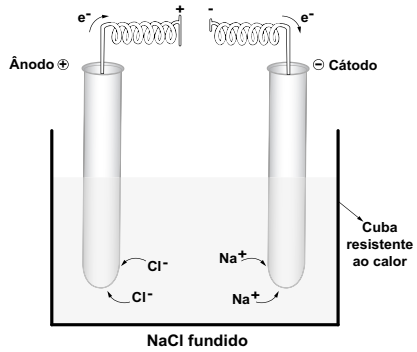
Exemplo:

Escrever as semirreações e a reação global da eletrólise ígnea do NaCl.

Ânodo $\oplus$: $2Cl^- \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$ (oxidação)

Cátodo $\ominus$: $2Na^+ + 2e^- \rightarrow Na$ (redução)

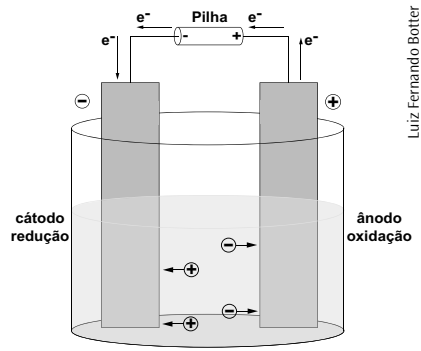
Reação global: $2\ Cl^- + 2Na^+ \rightarrow Cl_{2(g)} + 2Na_{(s)}$



Processo de eletrólise ígnea.

Eletrólise em soluções aquosas

Esse tipo de eletrólise é realizado a partir de uma substância dissolvida em água. A água sofre, em pequena extensão, o processo de ionização. Há uma competição, pelos elétrons, entre o cátion do soluto e o íon H^+ proveniente da água, o que comumente é designado *facilidade de descarga*. Da mesma forma, pela doação de elétrons, há uma maior facilidade de descarga de um dos ânions, o ânion do soluto ou o íon OH^- proveniente da água.



Eletrólise em solução aquosa.

Facilidade ou prioridade de descarga

É possível prever que substâncias serão formadas no cátodo, polo negativo da cela eletrolítica onde ocorre redução, e no ânodo, polo positivo da cela eletrolítica, onde ocorre oxidação de uma eletrólise, conhecendo a chamada prioridade de descarga. Ela é consequência dos potenciais dos eletrodos, como já foi visto nas pilhas.

A) Entre os cátions:

Cátions alcalinos, alcalinos terrosos e alumínio. $<$ H^+ $<$ Demais cátions

A facilidade de descarga aumenta

B) Entre os ânions:

Ânions oxigenados e o fluoreto (F^-) $<$ OH $<$ Ânions não oxigenados em geral

A facilidade de descarga aumenta

Exemplo:

Escrever as semirreações e a reação global da eletrólise do NaCl em solução aquosa.

Resolução:

Na solução, temos:

$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

e

$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$

A facilidade de descarga do íon H^+ é maior que a do íon Na^+. A semirreação do cátodo será:

$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$

A facilidade de descarga do íon Cl^- é maior que a do íon OH^-. A semirreação do ânodo será:

$$2Cl^- \longrightarrow 2e^- + Cl_2$$

Somando as quatro reações, temos a reação global:

$$2NaCl \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^-$$
$$2H_2O \longrightarrow 2H^+ + 2OH^-$$
$$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$$
$$2Cl^- \longrightarrow 2e^- + Cl_2$$

$$2NaCl + 2H_2O \longrightarrow 2Na^+ + 2OH^- + H_2 + Cl_2$$

A eletrólise do NaCl em solução aquosa é um processo que permite obter NaOH, H_2 e Cl_2.

Aspectos quantitativos da eletrólise

A massa de um metal que se deposita sobre um eletrodo está relacionada à corrente elétrica (i) e ao tempo (t) de exposição a essa corrente a que a cela eletrolítica está sujeita.

Exemplo:

Considere a eletrólise de 200 mL de solução 0,10 mol/L de $CuSO_4$, em uma cuba com eletrodos de platina, por uma corrente de 0,20 A. Calcule o tempo necessário para reduzir à metade a concentração de íons Cu^{2+}. (Dado: 1 faraday = 96.500 C/mol de e^-)

Resolução:

Inicialmente, o número de mols de íons Cu^{2+} é:

$$0{,}10 \text{ mol } Cu^{2+} \text{ —— } 1 \text{ L}$$
$$n \text{ —— } 0{,}2 \text{ L}$$
$$n = 0{,}02 \text{ mol de } Cu^{2+}$$

Como a concentração de íons Cu^{2+} deve ser reduzida à metade, haverá o consumo de 0,01 mol de Cu^{2+}. Então,

a partir da semirreação de redução, pode-se escrever uma relação de proporção:

Cu^{2+} + $2e^-$ ⟶ Cu

1 mol —— 2 mols

0,01 mol —— x

x = 0,02 mol

x = 0,02 mol . 96.500 C/mol = 1.930 C

Importando da Física a definição de corrente elétrica (i = q/t, ou q = i . t):

q = i . t

1.930 C = 0,20 A . t

t = 9.650 s

Teste seu saber

1. **Considere uma pilha de zinco e chumbo. Assinale a proposição falsa.**

a) O polo negativo é o eletrodo de zinco.

b) O cátodo é o eletrodo de zinco.

c) O eletrodo de zinco sofre corrosão.

d) No circuito externo, os elétrons fluem do eletrodo de zinco para o eletrodo de chumbo.

e) Na solução, a corrente elétrica é formada por íons.

2. **Um alquimista maluco descobriu que o chumbo metálico pode ceder elétrons espontaneamente em soluções de $AuCl_3$, e construiu a seguinte pilha:**

Pb^0, Pb^{2+} // Au^{3+}, Au^0

Para esta pilha, é correto afirmar que:

a) o Au^0 se reduz, e o Au^{3+} se oxida.

b) o alquimista transformou chumbo em ouro.

c) o cátodo é o Au^0, e o ânodo é o Pb^0.

d) a solução de Pb^{2+} ficará mais diluída.

e) a solução de Au^{3+} ficará mais concentrada.

3. **(UFMG) Mergulhando uma placa de cobre dentro de uma solução de nitrato de prata, observa-se a formação de uma coloração azulada**

na solução, característica da presença de $Cu^{+2}_{(aq)}$, e de um depósito de prata. Sobre essa reação, pode-se afirmar corretamente que:

a) a concentração dos íons nitrato diminui no processo.

b) o cobre metálico é oxidado pelos íons prata.

c) o íon prata cede elétrons à placa de cobre.

d) o íon prata é o agente redutor.

e) um íon prata é reduzido para cada átomo de cobre arrancado da placa.

4. Uma pilha funciona com base nos seguintes valores de potenciais padrão de oxidação:

$Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$ $\quad E^0 = +1{,}66\,V$

$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ $\quad E^0 = -0{,}34\,V$

É incorreto afirmar que:

a) a placa de cobre está diminuindo de massa.

b) na reação total da pilha, o alumínio é o agente redutor.

c) o eletrodo de alumínio funciona como ânodo.

d) a diferença de potencial da pilha é igual a 2,0 V.

e) os íons cúpricos em solução estão sofrendo redução.

5. (UFPE) Considere uma cela galvânica formada por semicelas-padrão de cobre e de zinco, cujos potenciais de redução são os seguintes:

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ $\quad E^0 = +0{,}34\,V.$

$Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn$ $\quad E^0 = -0{,}76\,V.$

É correto afirmar que:

a) os elétrons no circuito externo fluirão do eletrodo de cobre para o eletrodo de zinco.

b) o potencial-padrão da cela é -0,42 V.

c) quando o equilíbrio for atingido, não haverá diferença de potencial entre os eletrodos.

d) os íons zinco são reduzidos a zinco metálico.

e) o eletrodo de cobre é o cátodo.

6. (PUC-SP) Uma pilha-padrão, que é formada por $Cu/Cu(NO_3)_2$ e $Fe/FeSO_4$ apresenta um potencial igual a 0,78 volt. Conhecendo-se o potencial-padrão de redução do Cu^{2+} (que é $E^0 = 0{,}34$ volt), e

sabendo-se que o eletrodo de $Fe_{(s)}$ se dissolve, pergunta-se: qual é o potencial-padrão de redução de $Fe^{2+} + 2e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$?

a) 0,44 V.
b) 1,12 V.
c) -0,44 V.
d) -1,12 V.
e) 2,29 V.

7. (PUC-Campinas) Nas pilhas secas, geralmente utilizadas em lanternas, há um envoltório de zinco metálico e um bastão central de grafita rodeado de dióxido de manganês e pasta úmida de cloreto de amônio e cloreto de zinco. As reações são complexas, porém, quando o fluxo de corrente é pequeno, elas podem ser representadas por:

Ânodo: $Zn_{(s)} \longrightarrow 2e^- + Zn^{2+}$
Cátodo: $2MnO_{2(s)} + 2NH_4^+ + 2e^- \longrightarrow Mn_2O_{3(s)} + 2NH_3 + H_2O$

À medida que a pilha seca vai sendo gasta, há aumento nas massas de:

a) zinco metálico e água.
b) dióxido de manganês.
c) sais de amônio e de zinco.
d) zinco metálico e dióxido de manganês.
e) amônia, água, sais de zinco e óxido de manganês (III).

8. (Vunesp) Sódio metálico e cloro gasoso são obtidos industrialmente pela passagem de corrente elétrica por NaCl fundido. Este processo de decomposição denomina-se:

a) osmose.
b) eletrólise.
c) hidrólise.
d) pirólise.
e) corrosão.

9. (UFRGS) Qual é a massa de ferro depositada no cátodo de uma célula eletrolítica contendo solução aquosa de $FeCl_3$ quando através dela passa carga de 0,1 faraday?

(**Dado:** Fe = 55,8 u)

a) 1,86 g.
b) 5,41 g.

c) 5,58 g.
d) 16,23 g.
e) 54,10 g.

10. **Quantos gramas de alumínio se libertam na eletrólise ígnea de sulfato de alumínio pela passagem de uma corrente elétrica de 4A durante 1 hora?**
(**Dado:** A*l* = 27 g/mol)
a) 1,34 g.
b) 2,68 g.
c) 4,00 g.
d) 6,32 g.
e) 10,7 g.

Descomplicando a Química

Decida qual é o agente oxidante mais poderoso em condições-padrão: uma solução de permanganato em água acidificada ou uma solução de dicromato em água acidificada? Determine a força eletromotriz da célula. Considere:

$MnO_{4\,(aq)}^{-} + 8H^{+}_{(aq)} + 5e^{-} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O \qquad E^0 = 1{,}51\,V$
$Cr_2O_{7\,(aq)}^{2-} + 14H^{+}_{(aq)} + 6e^{-} \rightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O \qquad E^0 = 1{,}33\,V$

Resolução:

Como o potencial de redução (E^0) do permanganato é maior que o potencial de redução do dicromato, é de esperar que o MnO_4^- seja um agente oxidante mais forte que o $Cr_2O_7^{2-}$ nas condições propostas. O potencial-padrão da célula pode ser calculado como segue:

$6MnO_{4\,(aq)}^{-} + 48H^{+}_{(aq)} + 30e^{-} \rightarrow 6Mn^{2+}_{(aq)} + 24H_2O \quad E^0 = 1{,}51\,V$
$10Cr^{3+}_{(aq)} + 35H_2O \rightarrow 5Cr_2O_{7\,(aq)}^{2-} + 70H^{+}_{(aq)} + 30\,e^{-} \quad E^0 = -1{,}33\,V$

A reação global será:

$6MnO_{4\,(aq)}^{-} + 11H_2O + Cr^{3+}_{(aq)} \rightarrow 6Mn^{2+}_{(aq)} + 5Cr_2O_{7\,(aq)}^{2-} + 22H^{+}_{(aq)}$

E a força eletromotriz será 0,18 V.

19 Cinética química

Cinética é a parte da Química que estuda a velocidade das reações, bem como os fatores que as influenciam. A velocidade com que as reações químicas ocorrem pode, muitas vezes, ser alterada por fatores como luz, pressão, catalisadores, calor etc. Conhecer e saber como trabalhar com tais fatores é de grande importância dentro de uma indústria química ou laboratório, por motivos de segurança, praticidade e economia.

Velocidade de uma reação

A velocidade de uma reação poderá ser obtida medindo-se a quantidade consumida de um reagente ou a quantidade de um produto que se forma em um determinado intervalo de tempo.

Carmen Ruiz/Shutterstock

Formação de ferrugem.

Pavel Govorov/Dreamstime

Combustão.

Em uma reação genérica, A + B → C + D, a velocidade média é obtida em função do tempo em que A e B são consumidos, ou pelo tempo em que C e D são produzidos.

Velocidade média de consumo de A =

$$\frac{\text{quantidade de A consumido}}{\text{intervalo de tempo}}$$

ou

Velocidade média de formação de C =

$$\frac{\text{quantidade de C consumido}}{\text{intervalo de tempo}}$$

As quantidades de reagentes ou de produtos podem ser expressas em mols, gramas, litros (no caso de gases) entre outros. A medida do tempo pode ser expressa em segundos, minutos, horas, dias, meses e séculos, dependendo do tipo de reação em estudo. Para o cálculo da velocidade média de uma reação representada por:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

em determinado intervalo de tempo Δt, utiliza-se:

$$v_m = \frac{-\Delta n_A}{a.\Delta t} = \frac{-\Delta n_B}{b.\Delta t} = \frac{\Delta n_C}{c.\Delta t} = \frac{\Delta n_D}{d.\Delta t}$$

Exemplo:

A decomposição da água oxigenada é dada pela equação:

$$2H_2O_{2(aq)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

Considere que, inicialmente, tem-se uma H_2O_2 a uma concentração 0,8 mol/L e, após 10 minutos, a concentração de H_2O_2 é de 0,5 mol/L. Calcule:

a) a velocidade média de decomposição da água oxigenada;

b) a velocidade média de formação de água;

c) a velocidade média de formação de gás oxigênio;

d) a velocidade média da reação.

Resolução:

	$2H_2O_{2(aq)} \longrightarrow$	$2H_2O_{(l)}$ +	$O_{2(g)}$
Início:	0,8 mol/L	0	0
Δt = 10 min:	0,5 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L

a) $v_{mA} = -\frac{\Delta n_A}{\Delta t} = -\frac{(0,5 - 0,8)\ mol}{10\ min} = 0,03\ mol.L^{-1}.\ min^{-1}$

b) $v_{mB} = -\frac{\Delta n_B}{\Delta t} = \frac{(0,3 - 0,0)\ mol}{10\ min} = 0,03\ mol.L^{-1}.\ min^{-1}$

c) $v_{mC} = -\frac{\Delta n_C}{\Delta t} = \frac{(0,15 - 0,)\ mol}{10\ min} = 0,015\ mol.L^{-1}.\ min^{-1}$

d) $v_m = -\frac{\Delta n_A}{a.\Delta t} = \frac{0,03}{2} = 0,015\ mol.L^{-1}.\ min^{-1}$

Teoria das colisões

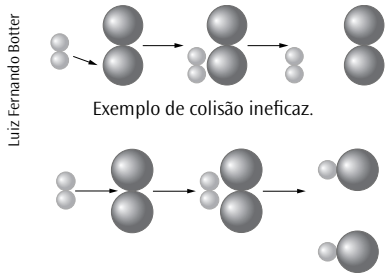
As partículas das substâncias possuem uma determinada quantidade de *energia cinética* que faz com que elas se movimentem e, portanto, colidam entre si. Em condições normais, esses choques não possuem energia bastante para que a reação ocorra, pois essa energia não é suficiente para romper as ligações químicas existentes e formar outras. Para que ocorra uma reação, são necessárias três condições:

1. haver colisão entre as moléculas;

2. a colisão deverá ocorrer em posição geométrica favorável, uma colisão eficaz;

3. a colisão deverá ocorrer com energia suficiente para dar início à transformação.

As condições descritas constituem a base da chamada *teoria das colisões*.



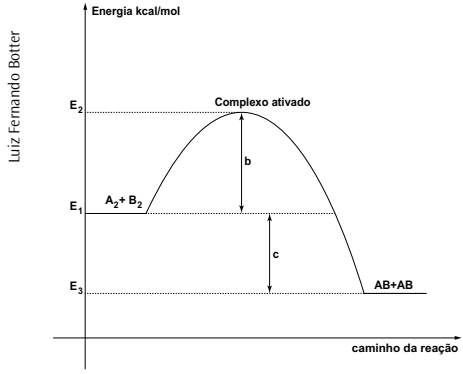
Exemplo de colisão ineficaz.

Exemplo de colisão eficaz.

A energia necessária para superar a estabilidade do sistema e dar início à reação é denominada *energia de ativação* (E_a).

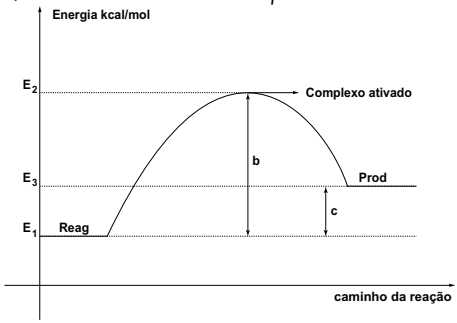
Energia de ativação e complexo ativado

A ruptura das ligações nos reagentes requer certa quantidade de energia, ou seja, a energia é consumida. Quando as novas ligações se formarem nos produtos, outra quantidade de energia será "devolvida" ao sistema. A quantidade de



Energia de ativação (representada por b, com $b = E_2 - E_1$ sendo $\Delta E = E_3 - E_1$ e $\Delta E < 0$ em um processo exotérmico.

energia poderá ser maior do que a consumida nos reagentes, caracterizando uma reação exotérmica. Quando a energia consumida no rompimento das reações é maior que a liberada pela reação, caracteriza-se uma reação endotérmica. Em ambos os casos, porém, será necessária uma energia suplementar, a energia de ativação. Ela é responsável pela formação de uma estrutura intermediária entre os reagentes e produtos, conhecida como *complexo ativado*.



Luiz Fernando Botter

Energia de ativação (representada por b, com $b = E_2 - E_1$
$\Delta E = E_3 - E_1$ e $\Delta E > 0$ em um processo endotérmico.

Energia de ativação e velocidade de reação

Quanto menor for a energia de ativação necessária para que as moléculas reajam, mais fácil e rapidamente essa reação ocorrerá. Isso acontece porque um número maior de moléculas atinge a forma de complexo ativado com mais facilidade.

Sejam duas reações (I) e (II):

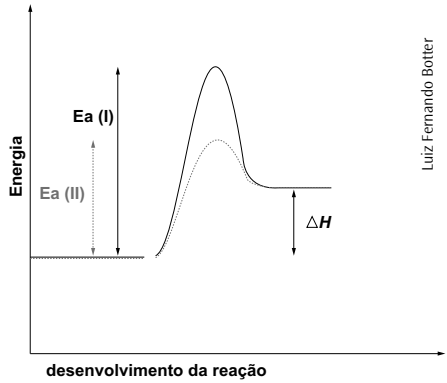
(I) $A + B \rightarrow C + D$

energia de ativação = Ea (I), velocidade da reação V_I;

(II) $X + Y \rightarrow Z + T$

energia de ativação = Ea (II), velocidade da reação V_{II};

Então: $V_{II} > V_I$



Lei da ação das massas de Guldberg-Waage

Numa dada temperatura, a velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações em mol/L dos reagentes elevadas às potências que dependem do mecanismo da reação.

A velocidade de uma reação pode ser expressa por meio de uma equação também chamada de Lei de Velocidade ou Lei Cinética.

Por exemplo, para uma reação do tipo:

$$x\,A + y\,B \rightarrow \text{produtos},$$

a Lei da Velocidade pode ser dada por:

$$v = k.\,[A]^x\,.\,[B]^y,$$

onde v é a velocidade da reação;
k é a constante da reação que depende das condições em que ela se realiza;
[A] e [B] são as concentrações dos reagentes A e B, em mol/L;
x e y são expoentes determinados experimentalmente.

Quando a reação ocorre em única etapa, é dita *elementar* e os valores de x e y são os números de moléculas de A e B que sofrem a colisão provocadora da reação, o que coincide com os próprios coeficientes da equação.

Quando a reação ocorrer em duas ou mais etapas, a velocidade da reação global é igual à velocidade da etapa mais lenta do mecanismo de reação. Neste caso, x e y representam os coeficientes da etapa lenta, porque, na verdade, é ela que determina a velocidade da reação.

Exemplos:

1. Considere a reação elementar

$2NO_{(g)} + 1Br_{2(g)} \longrightarrow 2NOBr_{(g)}$

Escreva a Lei da Velocidade para a referida reação.

Resolução:

Como a reação é considerada elementar, temos $v = k.[NO]^2.[Br_2]$

2. Considere a reação não elementar

$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$

Escreva a Lei da Velocidade para a referida reação, considerando que ela se desenvolve através das etapas:

$2NO_{2(g)} \longrightarrow NO_{3(g)} + NO_{(g)}$ (etapa lenta)

$NO_{3(g)} + CO_{(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + NO_{2(g)}$ (etapa rápida)

Resolução:

Como a reação é considerada não elementar, temos que nos ater à etapa lenta. Assim, a velocidade da reação deve ser expressa desta forma: $v = k . [NO_2]^2$.

Observação: substâncias no estado sólido não devem ser consideradas na expressão da Lei da Velocidade.

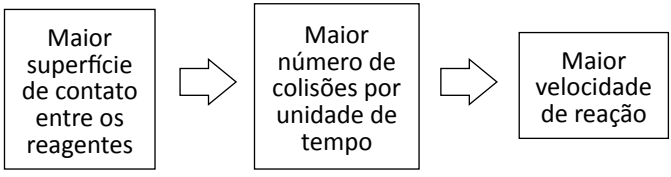
Fatores que alteram a velocidade de uma reação

Existem fatores que podem tornar mais rápida ou mais lenta uma reação química. Qualquer que seja o método utilizado para aumentar a velocidade de uma reação, ele sempre promove um aumento da frequência de choques e, consequentemente, das colisões efetivas. De acordo com a necessidade, é possível fazer uso de um ou mais métodos.

Os fatores mais importantes são: superfície de contato, concentração dos reagentes, temperatura, pressão e ação de catalisadores.

Superfície de contato dos reagentes

Em reações das quais participam reagentes em diferentes fases, a velocidade de reação será tanto maior quanto maior for a área de contato entre essas fases.


Maior superfície de contato entre os reagentes
Maior número de colisões por unidade de tempo
Maior velocidade de reação

Concentração dos reagentes

Aumentar a concentração dos reagentes de uma reação significa aumentar a quantidade de reagente por unidade de volume. Quanto maior for o número de partículas reagentes, maior será o número de choques eficazes entre elas. Com o aumento do número de choques, aumenta a velocidade da reação.

Temperatura

A elevação da temperatura aumenta a agitação das partículas, o que eleva a quantidade de choques efetivos entre as moléculas. Quanto maior a quantidade de choques efetivos, maior a velocidade das reações químicas.

Regra de Van't Hoff: um aumento de 10 °C faz com que a velocidade da reação dobre.

Pressão

A pressão influencia sobremaneira as fases gasosas; portanto, a velocidade de uma reação poderá ser alterada quando pelo menos um dos reagentes estiver no estado gasoso.

Catalisadores

São substâncias que aumentam a velocidade de uma reação química, sem serem efetivamente consumidas no processo. Isso ocorre porque os catalisadores promovem uma diminuição na energia de ativação.

Em processos biológicos, temos as enzimas, substâncias que aumentam a velocidade em reações bioquímicas.

Teste seu saber

1. (Mack) Na reação $X + 2Y \longrightarrow Z$, observou-se a variação da concentração de X em função do tempo, segundo a tabela:

Tempo (s)	0	120	240	360	720
[X] mol/L	0,225	0,220	0,200	0,190	0,100

No intervalo de 4 a 6 minutos, a velocidade média da reação, em mol/L . min, é:

a) 0,010.
b) 0,255.
c) 0,005.
d) 0,100.
e) 0,200.

2. (Ufes) A hidrazina (N_2H_4) é líquida e recentemente chamou a atenção como possível combustível para foguetes, por causa de suas fortes propriedades redutoras. Uma reação típica da hidrazina é:

$$N_2H_4 + 2I_2 \longrightarrow 4HI + N_2$$

Supondo as velocidades expressas em mol/L,

V_1 = velocidade de consumo de N_2H_4;

V_2 = velocidade de consumo de I_2;
V_3 = velocidade de formação de HI;
V_4 = velocidade de formação de N_2;
podemos afirmar que:
a) $V_1 = V_2 = V_3 = V_4$.
b) $V_1 = V_2/2 = V_3/4 = V_4$.
c) $V_1 = 2V_2 = 4V_3 = V_4$.
d) $V_1 = V_2/4 = V_3/4 = V_4/2$.
e) $V_1 = 4V_2 = 4V_3 = 2V_4$.

3. **(Unisinos) Nas reações químicas, de um modo geral, aumenta-se a velocidade da reação por meio da elevação de temperatura. Isso ocorre porque aumenta:**
I. a velocidade média das moléculas reagentes.
II. a energia cinética média das moléculas dos reagentes.
III. a frequência das colisões entre as moléculas.
Das afirmações acima são corretas:
a) I apenas.
b) II apenas.
c) III apenas.
d) I e III apenas.
e) I, II e III.

4. **(UFRGS) Indique, entre as alternativas abaixo, a forma mais rapidamente oxidável para um material de ferro, supondo-as todas submetidas às mesmas condições de severidade.**
a) Limalha.
b) Chapa plana.
c) Esferas.
d) Bastão.
e) Lingote.

5. **(UFLA) Em um recipiente a 25 °C ocorre a reação entre os gases A e B, segundo a equação da Lei da Velocidade V = K.[A].[B]. O que acontece com a velocidade da reação quando:**
I. aumentamos a pressão (diminuímos o volume).
II. aumentamos o números de mols de A.
III. diminuímos a temperatura a volume constante.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta:

a) I, permanece constante; II, aumenta; III, diminui.
b) I, diminui; II, diminui; III, permanece constante.
c) I, aumenta; II, permanece constante; III, diminui.
d) I, permanece constante; II, permanece constante; III, aumenta.
e) I, aumenta; II, aumenta; III, diminui.

6. **Um comprimido efervescente reage mais rapidamente com a água se for moído. Isso porque, com a moagem, torna-se maior a:**

a) concentração dos componentes do comprimido na água.
b) ação catalítica da água sobre o comprimido.
c) superfície de contato dos componentes do comprimido com a água.
d) temperatura do comprimido.
e) energia cinética das espécies componentes do comprimido.

7. **(Mack) Observa-se que a velocidade de reação é maior quando um comprimido efervescente, usado no combate à azia, é colocado:**

a) inteiro, em água que está à temperatura de 6 °C.
b) pulverizado, em água que está à temperatura de 45 °C.
c) inteiro, em água que está à temperatura de 45 °C.
d) pulverizado, em água que está à temperatura de 6 °C.
e) inteiro, em água que está à temperatura de 25 °C.

8. **(FEI-SP) A combustão do gás de cozinha é uma reação exotérmica; porém, só se inicia ao receber energia externa como, por exemplo, a da chama de um palito de fósforo. A energia fornecida pelo palito é chamada energia de:**

a) formação.
b) combustão.
c) ativação.
d) decomposição.
e) adição.

9. **(Vunesp) Sobre catalisadores, são feitas as quatro afirmações seguintes:**

I. são substâncias que aumentam a velocidade de uma reação;
II. reduzem a energia de ativação da reação;
III. as reações nas quais atuam não ocorreriam nas suas ausências;
IV. enzimas são catalisadores biológicos.

Dentre essas afirmações, estão corretas apenas:

a) I e II.
b) II e III.
c) I, II e III.
d) I, II e IV.
e) II, III e IV.

10. **(UFMG) Um palito de fósforo não se acende, espontaneamente, enquanto está guardado, mas basta um ligeiro atrito com a superfície áspera para que ele, imediatamente, entre em combustão, com emissão de luz e calor. Considerando-se essas observações, é correto afirmar que a reação é:**

a) endotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
b) endotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.
c) exotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
d) exotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.
e) exotérmica e não há nenhuma relação entre as energias de ativação do atrito.

11. **(UFSCar) Não se observa reação química visível com a simples mistura de vapor de gasolina e ar atmosférico, à pressão e temperatura ambientes, porque:**

a) a gasolina não reage com o oxigênio à pressão ambiente.
b) para que a reação seja iniciada, é necessário o fornecimento de energia adicional aos reagentes.
c) a reação só ocorre na presença de catalisadores heterogêneos.
d) o nitrogênio do ar, por estar presente em maior quantidade e ser pouco reativo, inibe a reação.
e) a reação é endotérmica.

12. **O óxido nítrico reage com hidrogênio, produzindo nitrogênio e vapor de água de acordo com a reação:**

$$2NO_{(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

Acredita-se que essa reação ocorra em duas etapas:

$$2NO + H_2 \longrightarrow N_2O + H_2O \qquad \text{(lenta)}$$

$N_2O + H_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$ (rápida)

De acordo com esse mecanismo, a expressão da velocidade da reação é:

a) $v = k\,[NO]^2[H_2]$.
b) $v = k\,[NO_2][H_2O]$.
c) $v = k\,[NO][H_2]$.
d) $v = k\,[N_2][H_2O]$.
e) $v = k\,[N_2][H_2O]^2$.

13. (Fuvest) O estudo cinético, em fase gasosa, da reação representada por:

$NO_2 + CO \longrightarrow CO_2 + NO$

mostrou que a velocidade da reação não depende da concentração de CO, mas depende da concentração de NO_2 elevada ao quadrado. Esse resultado permite afirmar que:

a) o CO atua como catalisador.
b) o CO é desnecessário para a conversão do NO_2 em NO.
c) o NO_2 atua como catalisador.
d) a reação deve ocorrer em mais de uma etapa.
e) a velocidade da reação dobra se a concentração inicial do NO_2 for duplicada.

14. (UFSCar) A decomposição do pentóxido de dinitrogênio é representada pela equação:

$2N_2O_{5(g)} \longrightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

Foram realizados três experimentos, apresentados na tabela:

Experimento	$[N_2O_4]$	Velocidade
I	x	4z
II	x/2	2z
III	x/4	z

A expressão da velocidade da reação é:

a) $v = k[N_2O_4]^0$.
b) $v = k[N_2O_4]^{1/4}$.
c) $v = k[N_2O_4]^{1/2}$.
d) $v = k[N_2O_4]^1$.
e) $v = k[N_2O_4]^2$.

15. **A reação de H_2 com I_2 obedece à seguinte lei de velocidade de reação:**

$$v = k\,[H_2][I_2]$$

com uma energia de ativação de 70 kJ/mol. Considerando estes dados, podemos afirmar que:

I. Quando dobrarmos a temperatura, a velocidade da reação também irá dobrar.

II. Quando dobrarmos a concentração de I_2, a velocidade da reação irá quadruplicar.

III. A constante de reação irá aumentar com o aumento de temperatura.

IV. Para concentrações iguais de H_2 e de I_2 a reação estará em equilíbrio.

São verdadeiras apenas as afirmações:

a) I e II. b) I, II e III. c) II e III.

d) III. e) III e IV.

Descomplicando a Química

A transferência de um átomo de oxigênio do dióxido de nitrogênio para o monóxido de carbono produz monóxido de nitrogênio e dióxido de carbono:

$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$

A reação apresenta a seguinte equação da velocidade a 500 K:

$V = k\,.\,[NO_2]^2$

Essa reação pode ocorrer em uma etapa bimolecular cuja estequiometria é a mesma da reação global?

Resolução:

Se a reação ocorresse por meio de colisão entre uma molécula de NO_2 com uma molécula de CO, a equação deveria ser:

$$V = k\,.\,[NO_2]\,.\,[CO]$$

o que não concorda com o problema. Portanto, o mecanismo deve envolver mais de uma etapa. Uma possibilidade é admitir duas etapas bimoleculares e elementares:

Etapa 1: $2NO_{2(g)} \rightarrow NO_{(g)} + NO_{3(g)}$

Etapa 2: $NO_{3(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + CO_{2(g)}$

sendo a primeira etapa lenta e determinante da velocidade, e a segunda, rápida.

20 Equilíbrio químico

Existem reações químicas que admitem sua inversão. Isto é, ao mesmo tempo em que reagentes geram produtos, é possível que os produtos reajam entre si, regenerando os reagentes.

A situação de equilíbrio se instala quando as duas reações, direta e inversa, que ocorrem concomitantemente, têm iguais velocidades. Nesta situação, as quantidades das substâncias participantes da reação não se alteram, e instala-se uma situação de equilíbrio dinâmico, um equilíbrio químico. Esse tipo de equilíbrio só é possível em sistema fechado, a uma dada temperatura.

Em uma situação de equilíbrio, nenhuma das concentrações das substâncias envolvidas na reação se reduz a zero.

Saiba

Em verdade, em uma situação de equilíbrio químico, a energia livre de Gibbs é nula.

Considere a reação genérica e sua inversa, elementares:

$$aA + bB \underset{V_2}{\overset{V_1}{\rightleftarrows}} cC + dD$$

O equilíbrio químico fundamenta-se na *Lei da ação das massas*, ou *Lei de Guldberg-Waage*, que enuncia o seguinte: "a velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes, a uma dada temperatura".

Aplicando a lei à reação, que se processa no sentido 1:

$V_1 = k_1 [A]^a . [B]^b$, onde [A] representa a concentração em mol/L de A;

[B] representa a concentração em mol/L de B; e a e b são coeficientes dos reagentes A e B na equação.

Analogamente, a velocidade da reação inversa, no sentido 2, será:

$V_2 = k_2 [C]^c . [D]^d$, onde [C] representa a concentração em mol/L de C;

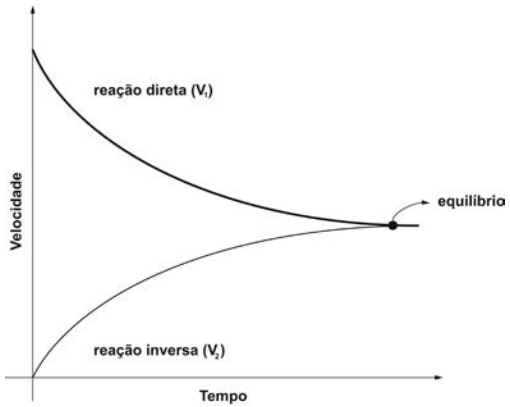
[D] representa a concentração em mol/L de D; e c e d são coeficientes dos produtos C e D na equação.

k_1 e k_2 são constantes de proporcionalidade.

O equilíbrio se estabelece quando $V_1 = V_2$.

Representando as velocidades em função do tempo:

Luiz Fernando Botter



$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c . [D]^d}{[A]^a . [B]^b}$$

O quociente de duas constantes é outra constante:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

K_c é a constante de equilíbrio, expressa em termos de concentração em mol/L. As concentrações molares de um sólido ou líquido puros não fazem parte da expressão de K_c.

Exemplos:

Para cada uma das equações a seguir, escrever a expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações:

a) $2\ SO_{3(g)} \rightleftarrows 2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

b) $Fe^{2+}_{(aq)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightleftarrows Fe^{3+}_{(aq)} + Cu^{+}_{(aq)}$

c) $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightleftarrows Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

d) $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows CaCO_{3(s)}$

Resoluções:

$$K_c = \frac{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}{[SO_3]^2}$$

$$K_c = \frac{[Fe^{3+}].[Cu^{+}]}{[Fe^{2+}].[Cu^{2+}]}$$

$$K_c = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

$$K_c = \frac{1}{[CO_2]^2}$$

Constante de equilíbrio em termos da pressão (K_p)

Em equilíbrios nos quais pelo menos um dos participantes é um gás, a constante de equilíbrio pode ser expressa em termos de pressões parciais dos gases envolvidos.

Exemplos:

Para cada uma das equações a seguir, escrever a expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações:

a) $2\ SO_{3(g)} \rightleftarrows 2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

b) $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightleftarrows Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

c) $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows CaCO_{3(s)}$

Resoluções:

$$K_p = \frac{(p_{SO2})^2 \cdot (p_{O2})}{(p_{SO3})^2}$$

K_p não é definido.

$$K_p = \frac{1}{(p_{CO2})^2}$$

Sólidos e líquidos não participam das equações de velocidade, dessa forma não participam da expressão de constante de equilíbrio K_c. Apenas a variação da temperatura produzirá alteração no valor da constante de equilíbrio (K_c).

Relação entre K_c e K_p

A partir da equação geral dos gases perfeitos, é possível demonstrar que, para uma reação genérica:

$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftarrows cC_{(g)} + dD_{(g)}$

$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$

onde Δn indica a variação no número de mols, isto é, n_p-n_r.

Grau de equilíbrio – α

O grau de equilíbrio pode ser expresso por:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade de reagente consumido (em mols)}}{\text{quantidade inicial do reagente (em mols)}}$$

$$\alpha = \frac{\text{número de mols consumido}}{\text{número de mols inicial}}$$

O grau de dissociação é uma forma de expressar o rendimento de uma reação química e normalmente é expresso em porcentagem.

Deslocamento de equilíbrio

Dado um sistema em equilíbrio, entende-se por deslocamento de equilíbrio qualquer perturbação que promova

alteração da velocidade de uma das reações, direta ou inversa, provocando mudança nas concentrações molares das substâncias. O deslocamento do equilíbrio se baseia no *Princípio de Le Chatelier*, que afirma:

Quando um equilíbrio químico sofre uma perturbação, o deslocamento ocorre no sentido de minimizar a perturbação promovida.

Alguns fatores podem provocar esse deslocamento. São eles:

- alteração na concentração de pelo menos um dos participantes da reação;
- alteração da pressão quando a reação envolve pelo menos uma substância no estado gasoso;
- alteração da temperatura.

Fatores	Operação	Deslocamento
Concentração	adição de reagente	no sentido dos produtos
	adição de produto	no sentido dos reagentes
	retirada de reagente	no sentido dos reagentes
	retirada de produto	no sentido dos produtos
Pressão	aumento de pressão	no sentido da diminuição do volume
	diminuição de pressão	no sentido do aumento do volume
Temperatura	aumento da temperatura	no sentido da reação endotérmica
	diminuição da temperatura	no sentido da reação exotérmica

Saiba

Importante!

A presença de um catalisador não desloca o equilíbrio.

O catalisador faz com que o processo ocorra mais rapidamente.

Equilíbrio iônico

Constante de ionização

As soluções eletrolíticas são sistemas homogêneos em equilíbrio, o qual se estabelece entre as moléculas não ionizadas.

Considere os seguintes equilíbrios ocorridos em solução aquosa:

a) $HClO_4 \rightleftarrows H^+ + ClO_4^- \quad K_c = 10^{10}$

b) $HCN \rightleftarrows H^+ + CN^- \quad K_c = 4{,}9.10^{-10}$

Os valores de K_c expressam as diferentes tendências das reações. As duas reações citadas mostram que o $HClO_4$ apresenta maior tendência de fornecer íons H^+ do que o HCN. Os respectivos K_c podem ser expressos por:

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [ClO_4^-]}{[HClO_4]}$$

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}$$

Observa-se que, no primeiro caso, o numerador é significativamente maior que o denominador; no segundo caso ocorre o inverso. Do que foi exposto, conclui-se que quanto maior for o valor da constante de ionização de um ácido (K_a), maior será a força desse ácido, e maior será a concentração de íons H^+.

Para as bases, análise semelhante leva à conclusão de que quanto maior for o valor da constante de ionização de uma base (K_b), maior será a força dessa base, e maior será a concentração de íons OH^-.

Equilíbrio iônico da água

A água é um eletrólito muito fraco, possuindo baixa condutibilidade elétrica. Sua ionização ocorre segundo a reação:

$$H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-$$

A expressão do K_w (produto iônico da água) pode ser indicada assim:

$K_W = [H+] \cdot [OH^-]$

Lei da diluição de Ostwald

A lei da diluição de Ostwald relaciona a constante de ionização (K_i) de um monoácido (ou uma monobase) com a concentração em mol/L e o grau de ionização/dissociação da espécie em questão.

	HA	⇄	H^+	+	A^-
Início:	n mol		0		0
Reage:	$\alpha \cdot n$				
Forma-se:			$\alpha \cdot n$		$\alpha \cdot n$
Equilíbrio	$n - \alpha \cdot n$		$\alpha \cdot n$		$\alpha \cdot n$

Escrevendo a expressão de K_c:

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

E substituindo pelos valores em equilíbrio, para um volume V, surge:

$$K_c = \frac{[(\alpha \cdot n)/V] \cdot [(\alpha \cdot n)/V]}{(n - \alpha \cdot n)/V}$$

$$K_i = \frac{\alpha^2 \cdot \text{M}}{1 - \alpha}$$

Para ácidos e bases fracos, a lei de Ostwald pode tomar uma forma simplificada, já que o denominador, neste caso, se aproxima da unidade:

$K_i = \alpha^2 \cdot \text{M}$

A constante de ionização (K_i) só se altera com a variação de temperatura. Portanto, em uma diluição, diminui-se a concentração da solução e, como consequência, a espécie envolvida sofre maior ionização, ou seja, seu grau de ionização/dissociação aumenta.

Exemplo:

Um ácido HX apresenta constante de ionização igual a 10^{-6}, a 25 °C. Calcule o grau de ionização desse ácido em uma solução 0,01 mol/L a 25 °C.

Resolução:

$K_i = \alpha^2 . M$

$10^{-6} = \alpha^2 . 0,01$

$\alpha^2 = 10^{-4}$

$\alpha = \sqrt{10^{-4}}$

$\alpha = 10^{-2} = 0,01 = 1\%$

pH e pOH

O valor da concentração dos íons H^+ de uma solução constitui um critério para a determinação da acidez ou da alcalinidade do meio. Para obtermos essa classificação, comparamos a solução com água pura.

A água pura apresenta:

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/L (a 25 °C)

Nesta condição, não só a água pura, mas uma solução qualquer, tem pH = 7,0. Diz-se que a solução é neutra.

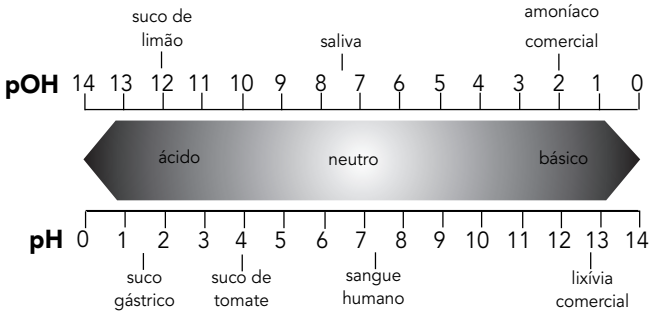
Para pH < 7,0, $[H^+] > [OH^-]$, ou seja, trata-se de solução ácida.

Para pH > 7,0, $[H^+] < [OH^-]$, ou seja, trata-se de solução alcalina (ou básica).

Potencial hidrogeniônico (pH): $pH = - \log [H^+]$

Potencial hidroxiliônico (pOH): $pOH = - \log [OH^-]$

A soma de pH e pOH é sempre igual a 14, a 25 °C.


suco de limão
saliva
amoníaco comercial
pOH 14 13 12 11 10 9 8 7 6 5 4 3 2 1 0
ácido
neutro
básico
pH 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14
suco gástrico
suco de tomate
sangue humano
lixívia comercial

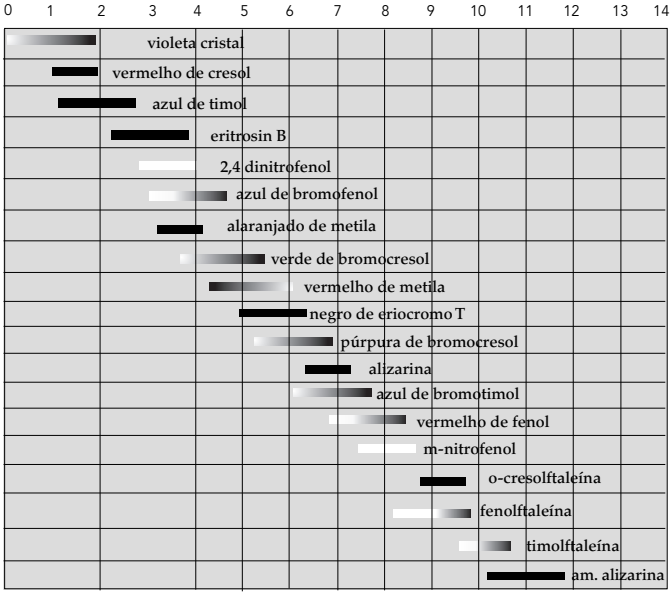
Valores de pH de algumas "Substâncias"	
Substância	**Valores de pH**
Suco gástrico (suco digestivo do estômago)	1,2-3,0
Suco de limão	2,2 -2,4
Suco de uva, vinagre, vinho	3,0
Refrigerantes carbonatados	3,0-3,5
Fluido vaginal*	3,5-4
Suco de abacaxi, suco de laranja	3,5
Suco de tomate	4,2
Café	5,0
Urina*	4,6-8,0
Saliva*	6,35-6,85
Leite	6,6-6,9
Água destilada (pura)	7,0
Sangue*	7,35-7,60
Sêmen (fluido que contém espermatozoides)*	7,20-7,60
Líquido cerebrospinhal (fluido associado ao sistema nervoso)*	7,4
Suco pancreático (suco do pâncreas)*	7,1-8,2
Ovos	7,6-8,0

Bile (secreção do fígado que auxilia na digestão de gorduras)*	7,6-8,6
Leite de magnésia	10,0-11,0
Detergente	14,0
*Substâncias no corpo humano	

Indicadores

São substâncias que apresentam diferentes colorações, as quais variam conforme o meio, ácido ou básico.

Alguns indicadores ácido-base



Em regra, o comportamento de um indicador pode ser representado por:

$$HInd \rightleftarrows H^+ + Ind^-$$

Essencialmente, a espécie não ionizada (HInd) apresenta uma cor característica, e a espécie ionizada (Ind^-) exibe outra coloração.

Hidrólise salina

Hidrólise salina é o processo em que o(s) íon(s) proveniente(s) de um sal reage(m) com a água.

A hidrólise de cátions produz H^+:

$$C^+ + H_2O \rightleftarrows COH + H^+$$

A hidrólise de ânions produz OH^-:

$$A^- + H_2O \rightleftarrows HA + OH^-$$

Exemplos:

A) Hidrólise salina de ácido forte e base fraca

Representar a hidrólise salina do NH_4NO_3.

Resolução:

O ácido forte encontra-se totalmente ionizado:

$$HNO_{3(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + NO^-_{3\,(aq)}$$

A base fraca encontra-se praticamente não ionizada:

$$NH_4OH_{(aq)} \rightarrow NH_4OH_{(aq)}$$

Assim, a reação de hidrólise

$$NH_4NO_{3(aq)} + H_2O \rightleftarrows NH_4OH_{(aq)} + HNO_{3(aq)}$$

fica melhor representada desta forma:

$$NH^+_{4\,(aq)} + NO^-_{3\,(aq)} + H_2O \rightleftarrows NH_4OH_{(aq)} + H^+_{(aq)} + NO^-_{3\,(aq)}$$

ou ainda

$$NH^+_{4\,(aq)} + H_2O \rightleftarrows NH_4OH_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

B) Hidrólise salina de ácido fraco e base forte

Representar a hidrólise salina do KCN.

Resolução:

A base forte encontra-se totalmente dissociada:

$KOH_{(aq)} \rightarrow OH^-_{(aq)} + K^+_{(aq)}$

O ácido fraco encontra-se praticamente não ionizado:

$HCN_{(aq)} \rightarrow HCN_{(aq)}$

Assim, a reação de hidrólise

$KCN_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows KOH_{(aq)} + HCN_{(aq)}$

fica melhor representada desta forma:

$K^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows HCN_{(aq)} + K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

ou ainda

$CN^-_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows HCN_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

C) Hidrólise salina de ácido forte e base forte

Representar a hidrólise salina do NaCl.

Resolução:

A base forte encontra-se totalmente dissociada:

$NaOH_{(aq)} \rightarrow OH^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$

O ácido forte encontra-se totalmente ionizado:

$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Assim, a reação de hidrólise

$NaCl_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)}$

fica melhor representada desta forma:

$Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

ou ainda

$H_2O \rightleftarrows H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

D) Hidrólise salina de ácido fraco e base fraca

Representar a hidrólise salina do NH_4CN.

Resolução:

Ambos, base fraca e ácido fraco, encontram-se praticamente não ionizados.

Assim, a reação de hidrólise pode ser representada:

$$NH_4^+{}_{(aq)} + CN^-_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows NH_4OH_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

Neste caso, como $K_b > K_a$, pode-se concluir que a base está mais ionizada que o ácido. Soluções aquosas desse tipo de sal originam soluções ligeiramente ácidas ou ligeiramente alcalinas, dependendo de K_a e K_b. Então, conclui-se que:

- para $K_a > K_b$: soluções ligeiramente ácidas; pH < 7,0;
- para $K_a < K_b$: soluções ligeiramente básicas; pH > 7,0.

Teste seu saber

1. Uma reação química atinge o equilíbrio químico quando:

a) ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso.

b) as velocidades das reações direta e inversa são iguais.

c) os reatantes são totalmente consumidos.

d) a temperatura do sistema é igual à do ambiente.

e) a razão entre as concentrações de reatantes e produtos é unitária.

2. Assinale a alternativa falsa acerca de um equilíbrio químico numa dada temperatura.

a) Ambas as reações direta e inversa continuam ocorrendo com velocidades iguais.

b) Todas as reações reversíveis caminham espontaneamente para o equilíbrio e assim permanecem, a menos que um fator modifique tal situação.

c) O equilíbrio existe num sistema fechado e a energia armazenada é a menor possível, daí o equilíbrio ser procurado espontaneamente.

d) As concentrações de todas as substâncias presentes no equilíbrio não variam mais.

e) São iguais as concentrações de cada substância presente no equilíbrio.

3. Nas condições ambientes, é exemplo de sistema em estado de equilíbrio uma:

a) xícara de café bem quente.

b) garrafa de água mineral gasosa fechada.

c) chama uniforme de bico de Bunsen.

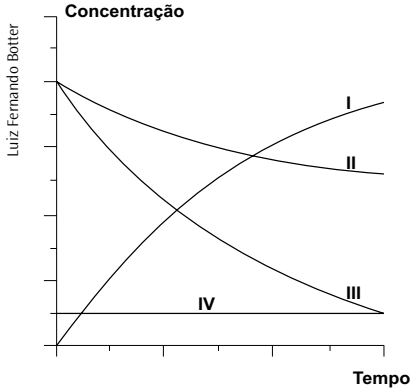
d) porção de água fervendo em temperatura constante.

e) tigela contendo feijão cozido.

4. **(UFSCar) Um dos produtos envolvidos no fenômeno da precipitação ácida, gerado pela queima de combustíveis fósseis, envolve o SO_2 gasoso. Ele reage com o O_2 do ar, numa reação no estado gasoso catalisada por monóxido de nitrogênio, NO. No processo, é gerado SO_3, segundo a reação global representada pela equação química balanceada:**

$$2\,SO_2 + O_2 \xrightarrow{NO_{(g)}} 2\,SO_3$$

No gráfico a seguir estão representadas as variações das concentrações dos componentes da reação em função do tempo de reação, quando a mesma é estudada em condições de laboratório, em recipiente fechado contendo inicialmente uma mistura de SO_2, O_2 e NO gasosos.



As curvas que representam as concentrações de SO_2, SO_3, O_2 e NO são, respectivamente:

a) I, II, III, IV.

b) II, I, III, IV.

c) III, I, II, IV.
d) III, II, I, IV.
e) IV, III, II, I.

5. **Em determinadas condições de temperatura e pressão, existe 0,5 mol/L de N_2O_4 em equilíbrio com 2,0 mols/L de NO_2, segundo a reação**

$$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2\,NO_{2(g)}.$$

Então, a constante Kc deste equilíbrio, nas condições da experiência, é numericamente igual a:

a) 0,125.
b) 0,25.
c) 1.
d) 4.
e) 8.

6. **(Ufam) A reação química genérica, abaixo representada, possui constante de equilíbrio igual a 120, a 25 °C. É correto afirmar que:**

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)} + D_{(g)} \qquad K = 120$$

a) em 50 °C, a constante de equilíbrio terá valor igual a 240.
b) no equilíbrio haverá maior quantidade de reagentes que de produtos.
c) no equilíbrio, as quantidades de reagentes e produtos são iguais.
d) no equilíbrio, haverá maior quantidade de produtos que de reagentes.
e) se o valor da constante baixar para 60, a velocidade da reação cairá pela metade.

7. **(Uespi) Se 1 mol de H_2 e 1 mol de I_2 em um recipiente de 1 L atingirem a condição de equilíbrio a 500 °C, a concentração de HI no equilíbrio será: Dado: Kc = 64.**

a) 1,60.
b) 1,80.
c) 3,60.
d) 2,54.
e) 0,80.

8. Em um recipiente de 500 mL foram colocados 0,2 mol de $SO_{2(g)}$ e 1,08 mol de $O_{2(g)}$ em condições de reagir. No equilíbrio $2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2\,SO_{3(g)}$ a molaridade do SO_2 igual a 0,08 mol/L, qual a constante de equilíbrio (Kc) de equilíbrio de reação?

a) 2.
b) 3.
c) 4.
d) 6.
e) 8.

9. (Vunesp) Sabendo que a reação representada pela equação

$$H_2(g) + Br_2(g) \rightleftarrows 2\,HBr(g)$$

é exotérmica, é correto afirmar que o equilíbrio:

a) se deslocará para a esquerda, no sentido da formação de H_2 e Br_2, com o aumento da pressão.
b) se deslocará para a direita, no sentido de formação de HBr, com o aumento da pressão.
c) se deslocará para a direita, no sentido de formação de HBr, com o aumento da temperatura.
d) se deslocará para a direita, no sentido de formação de HBr, com a diminuição da temperatura.
e) não é alterado por mudanças apenas na temperatura do sistema.

10. (Fatec) Para gaseificar um refrigerante, injeta-se gás carbônico sob pressão. Parte do gás injetado dissolve-se na solução que constitui o refrigerante, de modo que, ao se fechar a garrafa, estabelecem-se, entre outros, os seguintes equilíbrios químicos simultâneos:

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftarrows H_2CO_3(aq) \rightleftarrows H^+(aq) + HCO_2^-(aq)$$

Ao abrir a garrafa de refrigerante, há escape de gás até estabelecer-se um novo estado de equilíbrio. Afirma-se que esse escape será mais intenso se:

I. A garrafa for aberta em uma cidade litorânea em vez de uma cidade montanhosa.

II. Forem acrescentadas gotas de suco de limão à solução aquosa que constitui o refrigerante.

III. For acrescentada água à solução aquosa do refrigerante.
É correto o que se afirma somente em:

a) I.

b) II.

c) III.

d) I e II.

e) II e III.

11. (UFSCar) As equações apresentadas a seguir representam equilíbrios químicos estabelecidos separadamente no interior de cilindros dotados de êmbolo móvel. Considerando que cada cilindro terá seu volume reduzido à metade do valor inicial, mantida a temperatura constante, assinale a alternativa que representa o equilíbrio afetado por esta alteração.

a) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)}$.

b) $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftarrows 2\,HBr_{(g)}$.

c) $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftarrows CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$.

d) $CaCO_{3(s)} \rightleftarrows CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$.

e) $FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftarrows Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$.

12. (UFPR) O íon cromato (CrO_4^{-2}), de cor amarela, e o íon dicromato ($Cr_2O_7^{-2}$), de cor laranja, podem ser utilizados em processos de eletrodeposição para produzir peças cromadas. A fórmula a seguir apresenta o equilíbrio químico dessas espécies em meio aquoso:

$$\mathbf{CrO_4^{-2}{}_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} \rightleftarrows Cr_2O_7^{-2}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}}$$

Com base nesse equilíbrio químico, considere as seguintes afirmativas:
I. O aumento na concentração de íons H^+ do meio promove a intensificação da cor laranja na solução.
II. A adição de um ácido forte ao meio intensifica a coloração amarela na solução.
III. A adição de íons hidroxila (OH^-) ao meio provoca uma reação com os íons (H^+), formando água e intensificando a cor amarela da solução.
IV. A cor exibida pela solução não apresenta dependência da concentração do íons H^+ do meio.

Assinale a alternativa correta.

a) Somente a afirmativa I é verdadeira.

b) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.

c) Somente as afirmativas II e IV são verdadeiras.

d) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.

e) Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

13. **(Unip-SP) Na fabricação do ácido nítrico, uma das etapas é a oxidação da amônia:**

$$4\,NH_{3(G)} + 5\,O_{2(g)} \rightleftarrows 4\,NO_{(g)} + 6\,H_2O(g) + 906\ kJ$$

Para aumentar o rendimento em monóxido de nitrogênio, pode-se usar:

a) um catalisador.

b) alta temperatura e elevada pressão.

c) alta temperatura e baixa pressão.

d) baixa temperatura e alta pressão.

e) baixa temperatura e baixa pressão.

14. **(UFMG) O hidróxido de amônio, $NH_4OH_{(aq)}$, em solução 10^{-2} mol/L, apresenta grau de dissociação 1% à temperatura ambiente. Sua constante de dissociação valerá, aproximadamente, nessa temperatura:**

a) 10^{-6}.

b) 10^{-3}.

c) 10^{-2}.

d) 10^{3}.

e) 10^{6}.

15. **O vinagre pode ser considerado uma solução de concentração 0,72 mol/L em relação ao ácido acético. Esse ácido é fraco e possui constante de ionização (K_a) igual a $1{,}8 \times 10^{-5}$, a 25 °C. Nessa temperatura, o grau de ionização do ácido acético é igual a:**

a) 0,5%.

b) 0,05%.

c) 0,005%.

d) 5,0%.

e) 0,0005%.

16. **Ao analisar um determinado suco de tomate, a 25°C, um técnico determinou que sua concentração hidrogeniônica era igual a 0,001 mol/L. Assim, o pH desse suco de tomate é de:**

a) 2.

b) 3.

c) 4.

d) 9.

e) 11.

17. **Sabendo que a clara do ovo tem $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-6}$ mol/L, pode-se afirmar que o valor de seu pH é:**

a) 8.

b) 6.

c) 4.

d) 2.

e) 1.

18. **(UFF) As vinícolas do Vale do São Francisco têm-se destacado como produtoras de vinho de alta qualidade. Além do sabor e do teor alcoólico, um outro parâmetro importante na qualidade do vinho é a acidez. O índice rotineiramente usado para medir a acidez é o pH. Uma bebida ácida apresenta a concentração de íons OH^-:**

a) maior ou igual a $1,0 \times 10^7$ mol/L.

b) igual a $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.

c) maior do que $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.

d) menor do que $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.

e) maior ou igual a $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.

19. (UFMG) Esta tabela indica o pH aproximado de alguns sistemas, a 25 °C.

Sistema	pH
suco de limão	2,5
vinagre	3,0
suco de tomate	5,0
sangue humano	7,5
leite de magnésia	11,0

Considerando-se as informações da tabela, assinale a afirmativa falsa.

a) A concentração de íons H_3O^+ no sangue humano é inferior a 10^{-7} mol/L.

b) A concentração de íons H_3O^+ no vinagre é 10^{-3} mol/L.

c) A concentração de íons OH^- no leite de magnésia é 10^{-11} mol/L.

d) A concentração de íons OH^- no suco de tomate é maior que no vinagre.

e) O suco de limão é mais ácido do que o vinagre.

20. (UCSal) O pH de uma solução aquosa 0,002 mol/L de hidróxido de bário, 100% dissociado, a 25 °C, é: (Dado: log 2 = 0,3)

a) 2,4.

b) 3,4.

c) 6,6.

d) 9,4.

e) 11,6.

21. (UFPB) A respeito da reação entre o sódio metálico e a água, apresentada abaixo, é correto afirmar que, a 25 °C,

$$Na(s) + H_2O(l) \rightleftarrows NaOH(aq) + H_2(g)$$

a) a concentração de OH^- na solução é igual a 1×10^{-7} mol/L.

b) a concentração de H^+ na solução é maior que 1×10^{-7} mol/L.

c) o valor do pH + pOH da solução é igual a 14.

d) o pH da solução é igual a 2.

e) o pOH da solução é igual a 2.

22. (Fuvest) À temperatura ambiente, o pH de um certo refrigerante, saturado com gás carbônico, quando em garrafa fechada, vale 4. Ao

abrir-se a garrafa, ocorre escape de gás carbônico. Qual deve ser o valor do pH do refrigerante depois de a garrafa ser aberta?

a) pH = 4.
b) 0 < pH < 4.
c) 4 < pH < 7.
d) pH = 7.
e) 7 < pH < 14.

23. **(Fuvest) A criação de camarão em cativeiro exige, entre outros cuidados, que a água a ser utilizada apresente pH próximo de 6. Para tornar a água, com pH igual a 8, adequada à criação de camarão, um criador poderá:**

a) adicionar água de cal.
b) adicionar carbonato de sódio sólido.
c) adicionar solução aquosa de amônia.
d) borbulhar, por certo tempo, gás carbônico.
e) borbulhar, por certo tempo, oxigênio.

24. **(Fuvest) A autoionização da água é uma reação endotérmica. Um estudante mediu o pH da água recém-destilada, isenta de CO_2 e a 50 °C, encontrando o valor 6,6. Desconfiado de que o aparelho de medida estivesse com defeito, pois esperava o valor 7,0, consultou um colega que fez as seguintes afirmações:**

I. O seu valor (6,6) pode estar correto, pois 7,0 é o pH da água pura, porém a 25 °C.
II. A aplicação do princípio de Le Chatelier ao equilíbrio da ionização da água justifica que, com o aumento da temperatura, aumente a concentração de H^+.
III. Na água, o pH é tanto menor quanto maior a concentração de H^+.

Está correto o que se afirma:

a) somente em I.
b) somente em II.
c) somente em III.
d) somente em I e II.
e) em I, II e III.

25. (PUC-RS) Misturando-se volumes iguais de uma solução de ácido sulfúrico, com pH = 1,0, e de hidróxido de lítio, com pH = 13,0, obtém-se uma solução que apresenta pH, aproximadamente:

a) 0.
b) 1.
c) 7.
d) 12.
e) 14.

26. (FEI-SP) Os compostos cianeto de sódio (NaCN), cloreto de zinco ($ZnCl_2$), sulfato de sódio (Na_2SO_4) e cloreto de amônio (NH_4Cl), quando dissolvidos em água, tornam o meio respectivamente:

a) básico, ácido, ácido, neutro.
b) ácido, básico, neutro, ácido.
c) básico, neutro, ácido, ácido.
d) básico, ácido, neutro, ácido.
e) ácido, neutro, básico, básico.

27. (UFSM-RS) O bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) é um sal frequentemente usado para combater problemas de acidez, tais como azia e aftas. Essa propriedade deve-se a uma reação estomacal em que há:

a) diminuição do pH, uma vez que esse sal possui caráter ácido.
b) aumento do pH, uma vez que esse sal possui caráter alcalino.
c) aumento do pH, uma vez que esse sal possui caráter ácido.
d) aumento do pOH, uma vez que esse sal possui caráter alcalino.
e) diminuição do pOH, uma vez que esse sal possui caráter ácido.

28. Um químico necessita de uma solução aquosa de um sal que apresente pH < 7. Para isso, poderá usar uma solução de:

a) cloreto de sódio.
b) nitrato de amônio.
c) sulfato de potássio.
d) acetato de sódio.
e) nitrito de lítio.

29. (Vunesp) Quando se dissolve NH_4Cl sólido em água, o pH da solução resultante é:

a) ácido, porque o sal é derivado de base fraca com ácido forte.
b) básico, porque o sal é derivado de ácido fraco com base forte.

c) básico, porque tanto o ácido como a base que formam o sal são fracos.
d) neutro, porque o sal é resultante de uma reação de neutralização.
e) neutro, porque o sal não sofre hidrólise em água.

Descomplicando a Química

Considere que o equilíbrio tenha sido estabelecido em um frasco de 1,0 L com [butano] = 0,50 mol/L e [isobutano] = 1,25 mol/L:

Butano isobutano K = 2,50

A seguir, 1,50 mol/L de butano são adicionados. Quais as novas concentrações de equilíbrio entre butano e isobutano?

Resolução:

Depois de se adicionar o excesso de butano, a concentração desse elemento deve diminuir, e a de isobutano, aumentar (Princípio de Le Chatelier). Tem-se, então:

	Butano	Isobutano
Início:	0,50	1,25
Logo após adição de butano:	0,50 + 1,50	1,25
Restabelecendo o equilíbrio:	–x	+x
Equilíbrio:	0,50 + 1,50 – x	1,25 + x

No novo equilíbrio, a constante permanece com o mesmo valor, K = 2,50, já que não há, a princípio, alteração de temperatura. Calculando:

$$K = 2{,}50 = \frac{[\text{isobutano}]}{[\text{butano}]} = \frac{1{,}25 + x}{0{,}50 + 1{,}50 - x}$$

$2{,}50\ (2{,}00\text{-}x) = 1{,}25 + x$

$5{,}00 - 2{,}50x = 1{,}25 + x$

$3{,}50x = 3{,}75$

$x = 1{,}07$ mol/L

Na nova situação de equilíbrio, temos:

[butano]= 0,50 + 1,50 - x = 0,93 mol/L

[isobutano]= 1,25 + x = 2,32 mol/L

Observe que ambas as concentrações são maiores do que antes da adição do butano.

21 Radioatividade

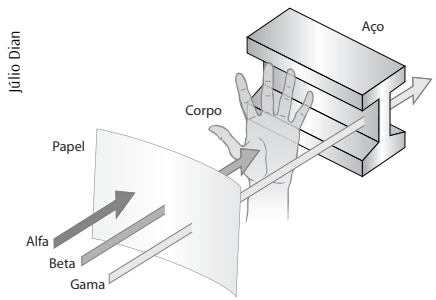
Denomina-se *radioatividade* a capacidade que certos átomos possuem de emitir radiações eletromagnéticas e partículas de seus núcleos instáveis com o propósito de adquirir estabilidade. Entende-se, portanto, que radioatividade é um fenômeno nuclear, isto é, as reações nucleares são processos em que o núcleo de um átomo sofre alteração.

Admite-se que a estabilidade do núcleo de um átomo esteja ligada à relação entre o número de nêutrons (n) e o número de prótons (p).

Emissões radioativas e suas características

Emissões	Alfa ($_2\alpha^4$)	Beta ($_{-1}\beta^0$)	Gama ($_0\gamma^0$)
Características	São partículas pesadas, com carga elétrica positiva, constituídas de 2 prótons e 2 nêutrons.	São partículas leves, com carga elétrica negativa e massa desprezível (semelhante a elétrons).	São radiações eletromagnéticas semelhantes aos raios X. Não possuem carga elétrica nem massa.
Velocidade	3.000 a 30.000 km/s	100.000 a 290.000 km/s	~ 300.000 km/s
Poder de ionização	Alto. A partícula alfa captura 2 elétrons do meio ambiente, transformando-se em um átomo de hélio.	Médio. Como as partículas beta possuem carga elétrica (em módulo) bem menor que as partículas alfa, a ionização que provocam é menor.	Pequeno. O poder de ionização depende quase que exclusivamente da carga elétrica; por isso a radiação gama praticamente não forma íons.

Emissões	Alfa ($_{2}\alpha^{4}$)	Beta ($_{-1}\beta^{0}$)	Gama ($_{0}\gamma^{0}$)
Poder de penetração	Pequeno. Podem ser detidas por uma camada de 7 cm de ar, por uma folha de papel ou por uma chapa de alumínio de 0,06 mm.	Médio. São entre 50 e 100 vezes mais penetrantes que as partículas alfa. Podem ser detidas por uma chapa de chumbo de 2 mm ou de alumínio de 1 cm, ou ainda por placas espessas de madeira ou roupas grossas.	Alto. São mais penetrantes que os raios X, pois possuem comprimentos de onda bem menores. Atravessam milhares de metros no ar, até 25 cm de madeira. São detidos por placas de chumbo com mais de 5 cm ou por grossas paredes de concreto.
Risco de danos ao ser humano	Pequeno. Quando incidem sobre o corpo humano, são detidas pela camada de células mortas da pele, podendo, no máximo, causar queimaduras.	Médio. Quando incidem sobre o corpo humano, podem penetrar até 2 cm e causar danos sérios.	Alto. Podem atravessar completamente o corpo humano, causando danos irreparáveis.



Raios alfa, beta e gama.

Histórico de pesquisas sobre radioatividade

1895: Henri Becquerel constata que o sulfato duplo de potássio e uranila, ou sal de urânio fosforescente impressiona, isto é, expõe chapas fotográficas, protegidas da luz com papel preto. Becquerel conclui que as impressões devem se originar de emissões radioativas.

1898: Marie Curie, purificando urânio do minério pechblenda (variedade impura da uraninita), U_3O_8, verifica um poder radioativo bem maior nos resíduos sem urânio. Dessa forma, consegue isolar um novo elemento químico 400 vezes mais radioativo do que o urânio, ao qual deu o nome de polônio (Po), em homenagem à sua pátria.

1898: Marie e Pierre Curie, analisando resíduos luminescentes de pechblenda, descobrem um novo elemento químico, o rádio, 900 vezes mais radioativo do que o urânio.

1902: Marie Curie prepara 0,1 g de cloreto de rádio puro, apresentando radioatividade 3 milhões de vezes superior à do urânio.

Robson, P. *O elemento misterioso*. São Paulo: Moderna, 1998.

Efeitos biológicos da radiação ionizante

As partículas alfa e beta e os raios gama possuem a propriedade de ionizar as moléculas que encontram em seu caminho, isto é, arrancam-lhes elétrons, originando íons.

Ao atravessar tecidos biológicos, as partículas radioativas provocam a ionização das moléculas existentes nas células. Essa ionização pode conduzir a reações químicas anormais e à destruição da célula, ou alteração de suas funções. Isso é particularmente preocupante no caso de lesões do mate-

rial genético, o que pode provocar uma reprodução celular descontrolada, originando câncer. A alteração do material genético das células reprodutivas (espermatozoides e óvulos) pode causar doenças hereditárias nos filhos que o indivíduo possa vir a gerar. Os raios gama são geralmente os mais perigosos em virtude de seu elevado poder de penetração.

Leis da radioatividade

Primeira Lei de Soddy

Quando um átomo emite uma partícula alfa, seu número atômico diminui de 2 unidades e seu número de massa diminui de 4 unidades.

Genericamente: $_{Z}X^{A} \rightarrow {}_{2}\alpha^{4} + {}_{(Z-2)}T^{(A-4)}$

Exemplo: $_{92}U^{238} \rightarrow {}_{2}\alpha^{4} + {}_{90}Th^{234}$

Segunda Lei de Soddy

Quando um átomo emite uma partícula beta, seu número atômico aumenta de 1 unidade, e seu número de massa permanece constante.

Genericamente: $_{Z}Y^{A} \rightarrow {}_{-1}\beta^{0} + {}_{(Z+1)}W^{A}$

Exemplo: $_{55}Cs^{137} \rightarrow {}_{-1}\beta^{0} + {}_{56}Ba^{137}$

Como pode um núcleo atômico emitir uma partícula de carga negativa, semelhante a um elétron?

A partícula $_{-1}\beta^{0}$ é emitida quando um nêutron instável se desintegra, convertendo-se em um próton. O próton fica no núcleo, e, como a massa do próton é praticamente igual à do nêutron, a massa total do núcleo não se altera. A partícula $_{-1}\beta^{0}$ é expulsa do núcleo com radiação $_{0}\gamma^{0}$, e forma-se uma outra partícula chamada antineutrino ($_{0}\nu^{0}$):

$$_{0}n^{1} \rightarrow {}_{1}p^{1} + {}_{-1}\beta^{0} + {}_{0}\gamma^{0} + {}_{0}\nu^{0}$$

Seguindo esse mesmo raciocínio, podemos explicar a formação do pósitron ou partícula beta positiva, por cuja descoberta Carl David Anderson recebeu, em 1936, o prêmio Nobel de Física:

$$_{1}p^{1} \rightarrow {}_{0}n^{1} + {}_{+1}\beta^{0} + {}_{0}\gamma^{0} + {}_{0}\nu^{0}$$

Exemplo: $_{15}P^{30} \rightarrow {}_{14}Si^{30} + {}_{+1}\beta^{0}$

Emissão gama ($_{0}\gamma^{0}$): como as emissões gama são ondas de natureza eletromagnética, não há alteração do número atômico nem do número de massa. Em função disso, sua emissão não costuma ser representada por equações químicas. As emissões gama normalmente ocorrem juntamente com as emissões alfa e beta.

Séries radioativas e transmutações

Séries radioativas são conjuntos de elementos originados na emissão de partículas alfa e beta, tendo como produto final um isótopo estável do chumbo.

Eis algumas séries radioativas naturais:

Série do Urânio: $_{92}U^{238}$, por emissões sucessivas de partículas alfa e beta, produz $_{82}Pb^{206}$.

Série do Thorio: $_{90}Th^{232}$, por emissões sucessivas de partículas alfa e beta, produz $_{82}Pb^{208}$.

Série do Actínio: $_{92}U^{235}$, por emissões sucessivas de partículas alfa e beta, produz $_{82}Pb^{207}$.

As emissões alfa e beta promovem o fenômeno da *transmutação*, isto é, alteram a carga nuclear do átomo e, portanto, transformam um elemento químico em outro. As emissões gama não promovem transmutações. Quando as transmutações ocorrem por emissão de partículas, são denominadas *transmutações naturais*; quando ocorrem por

bombardeamento de núcleos estáveis, são denominadas *transmutações artificiais*.

Vejamos duas transmutações artificiais importantes:

$$_{7}N^{14} + {}_{2}\alpha^{4} \rightarrow {}_{8}O^{17} + {}_{1}p^{1}$$

$$_{4}Be^{9} + {}_{2}\alpha^{4} \rightarrow {}_{6}C^{12} + {}_{0}n^{1}$$

Outras partículas subatômicas

Prótons, nêutrons e elétrons são apenas algumas das partículas subatômicas mais comuns. Existem outras:

Partícula	Observações	
Mésons: μ (mi) ou múon	nêutron = próton + méson (–e) próton =	Descoberto na radiação cósmica, em 1937. Pode ter carga positiva ou negativa.
π (pi) ou píon	nêutron + méson (+e)	Descoberto também na radiação cósmica, em 1947. Pode ter carga positiva, nula ou negativa. Possuem vida média de 0,00215 segundos.
Quarks: u (*up*), d (*down*), c (*charm*), s (*strange*), t (*top*) e b (*bottom*)	próton = u + u + d nêutron = d + d + u	Os prótons e nêutrons são constituídos por 3 quarks.
	méson = u + $\bar{u}$ ou méson = d + $\bar{d}$	Os mésons são formados pelos pares de partículas: quark-antiquark (¨). O antiquark difere do quark apenas em algumas propriedades. Eles têm igual magnitude, mas sinal contrário: (d^+ e d^-) ou (d e $\bar{d}$) e (u e $\bar{u}$).

Continua...

Léptons	O integrante mais conhecido desta família é o elétron. Além dele, há os mésons μ (mi) e τ (tau) e seus respectivos neutrinos: neutrino **do elétron** (ν_e), neutrino μ (ν_μ) e neutrino τ (ν_τ).
Bósons de gauge: γ (up), W^+, Z e glúons	São os agentes das interações existentes entre as partículas.

Cinética das emissões radioativas — Tempo de meia-vida

Quando um radionuclídeo (núcleo de átomo emissor de radiação) emite partículas alfa ou beta, ele se transforma em um nuclídeo diferente. Assim, à medida que o tempo passa, a quantidade de radionuclídeos vai diminuindo.

Tempo de meia-vida ou **período de semidesintegração** é o tempo necessário para que metade da quantidade de um radionuclídeo presente em uma amostra sofra decaimento radioativo. Ou seja, é o tempo necessário para que a massa de uma amostra radioativa se reduza à metade.

A partir deste conceito, pode-se escrever a expressão matemática:

$$m = \frac{m_0}{2^n} \qquad \text{com} \quad t = x.P$$

sendo m_0 a massa inicial, m a massa final, $t_{1/2}$ o tempo de meia-vida e t tempo total do evento.

O tempo de meia-vida é uma característica de cada radionuclídeo, independente da quantidade inicial do emissor de radiação e de fatores como pressão, temperatura e composição química do material. Alguns valores de meia-vida estão indicados a seguir.

Radionuclídeo	Meia-vida	Radiação emitida
$_{84}Po^{214}$ (polônio-214)	1 milissegundo	α, γ
$_{84}Po^{218}$ (polônio-218)	3 minutos	α
$_{19}K^{42}$ (potássio-42)	12,4 horas	β, γ
$_{53}I^{131}$ (iodo-131)	8 dias	β, γ
$_{84}Po^{210}$ (polônio-210)	138 dias	α
$_{27}Co^{60}$ (cobalto-60)	5,27 anos	β, γ
$_{1}H^{3}$ (hidrogênio-3 ou trítio)	12,5 anos	β
$_{92}U^{235}$ (urânio-235)	710 milhões de anos	α, γ
$_{92}U^{238}$ (urânio-238)	4,5 bilhões de anos	α, γ

Exemplo:

O radioisótopo $_{53}I^{131}$ emite radiação beta e perde 75% de sua atividade em 16 dias. Determine:

a) O tempo de meia-vida desse radioisótopo.

b) O elemento formado nessa desintegração.

Resolução:

a) Após um período de meia-vida, $t_{1/2}$, a quantidade de material radioativo cai à metade, e, depois, novamente à metade:

$$100\% \xrightarrow{t_{1/2}} 50\% \xrightarrow{t_{1/2}} 25\%$$

Portanto, $2\ t_{1/2} = 16$ dias $\rightarrow$ $t_{1/2} = 8$ dias

Ou, pela expressão matemática:

$$25\% = \frac{100\%}{2^n} \rightarrow 2^n = \frac{100}{25} = 4 = 2^2 \rightarrow n = 2$$

$$n = t/t_{1/2} \rightarrow n = 16/t_{1/2} \rightarrow t_{1/2} = 8 \text{ dias}$$

b) $_{53}I^{131} \rightarrow {}_{-1}\beta^{0} + {}_{54}X^{131}$.

Com o recurso de uma tabela periódica verifica-se que, neste caso, o elemento X formado é o Xenônio, $_{54}Xe^{131}$.

Algumas aplicações da radioatividade

Método de datação por carbono-14 ($_6C^{14}$)

A cada 1 bilhão de átomos de carbono na natureza, 10 são de carbono-14 (que é radioativo). O carbono-14 forma-se na alta atmosfera, em função da colisão de nêutrons cósmicos com átomos de nitrogênio do ar:

$$_7N^{14} + {}_0n^1 \longrightarrow {}_6C^{14} + {}_1p^1$$

O carbono-14 formado incorpora-se à atmosfera na forma de CO_2. Por meio de fotossíntese, esse carbono-14 passa a fazer parte dos vegetais e, através das cadeias alimentares, também dos animais.

Com a mesma velocidade que o carbono-14 se forma na alta atmosfera, ele se desintegra através de decaimento beta:

$$_6C^{14} \longrightarrow {}_7N^{14} + {}_{-1}\beta^0 \quad \text{(meia-vida: 5.730 anos)}$$

Desse modo, sua porcentagem no planeta permanece constante, sendo exatamente a mesma na atmosfera e em todos os seres vivos (10 ppb, isto é, 10 partes por bilhão).

Ao examinar múmias, fósseis, ossos, pergaminhos e outros achados arqueológicos compostos por restos de antigos seres vivos, os cientistas encontraram teores de carbono-14 inferiores a 10 ppb, o que se deve ao decaimento beta ocorrido durante os anos que se passaram desde a morte desses seres. Isso torna possível calcular suas respectivas idades, uma vez determinada a porcentagem de carbono-14 na atmosfera.

Aplicações médicas

Radiografia convencional

Os raios X são radiações eletromagnéticas formadas pelo choque de elétrons contra um anteparo duro. A intensidade

dos raios que chega à "chapa de raio X" é maior ou menor conforme a espessura dos tecidos atravessados.

Não se deve fazer raios X em grande quantidade. Mulheres grávidas não devem fazer radiografias da bacia ou do abdome, a fim de proteger o feto.

Radiografia com contraste

Para visualizar o funcionamento de alguns órgãos das cavidades ocas (estômago, intestino, esôfago etc.) é preciso administrar ao paciente produtos de contraste, isto é, substâncias capazes de reter os raios X. Em geral, essas substâncias consistem de sal de bário, que pode ser ingerido, ou de iodo, que pode ser injetado diretamente no sangue, conforme o órgão examinado.

Mamografia

É uma técnica que utiliza raios X para detectar a existência de câncer de mama bem antes que ele possa ser identificado em um autoexame ou em uma consulta médica de rotina. Os perigos resultantes de uma mamografia são muitos pequenos e o diagnóstico precoce é a melhor forma de obter a cura da doença.

Tomografia computadorizada

Também baseia-se na utilização de raios X, porém combinados com métodos de análise computadorizados. É principalmente recomendado para evidenciar tumores, hemorragias, tromboses e malformações cerebrais, para analisar a coluna vertebral e suas ramificações nervosas, para examinar o coração, os vasos sanguíneos, os pulmões, os rins e o fígado.

O aparelho é dotado de uma abertura circular, formando uma espécie de túnel por onde desliza uma cama estreita onde o paciente permanece imóvel. Um *scanner* emite feixes de raios X agrupados em forma de leque, perpendicularmente ao corpo humano. O emissor gira alguns segundos em torno do paciente, que permanece deitado. Os dados recolhidos pelos detectores são processados em um com-

putador e transformados em imagens digitais transversais — semelhantes a "fatias" do corpo humano — reproduzidas em um monitor e depois impressas.

A tomografia não oferece riscos maiores do que a radiografia comum. Os produtos de contraste sempre podem desencadear reações adversas, mas geralmente não provocam mais do que uma sensação de calor, considerada normal.

Cintilografia

Isótopos radioativos de iodo, tálio, gálio ou tecnécio são injetados no organismo — por apresentarem afinidade especial com o órgão ou doença em estudo — e permitem obter as imagens, geralmente por emissão de radiação gama.

As substâncias contendo os isótopos radioativos são introduzidas no organismo pela veia, ingeridas (no exame de estômago) ou aspiradas (no exame de pulmões), em doses bem controladas. Os isótopos utilizados possuem meia-vida curta e perdem suas atividades em algumas horas ou, no máximo, em alguns dias, sendo também eliminados pela urina.

O exame não é indicado para mulheres grávidas; as mulheres que amamentam precisam interromper o ato durante certo tempo, conforme substância empregada.

Radioterapia

A incidência de radiação sobre um tecido humano pode induzir o aparecimento de câncer. No entanto, as células cancerosas são mais fracas que as normais, e, por esse motivo, uma dose controlada de radiação incidindo apenas sobre o local do tumor pode matar apenas as células cancerosas. Para tanto, são usados os raios gama provenientes da desintegração de cobalto-60 ou césio-137.

Muitos outros radionuclídeos possuem importantes aplicações no diagnóstico de doenças. No organismo, as emissões desses radionuclídeos podem ser detectadas por sensores apropriados, fornecendo valiosas informações sobre o funcionamento dos órgãos.

Radionuclídeo	Aplicações em diagnósticos referentes a
$_{1}H^{3}$ (hidrogênio-3 ou trítio)	Medida do conteúdo de água no organismo.
$_{6}C^{11}$ (carbono-11)	Tomografia do cérebro por emissão de pósitron para determinar o nível de glicose nesse órgão.
Radionuclídeo	**Aplicações em diagnósticos referentes a**
$_{15}P^{32}$ (fósforo-32)	Detecção de tumores oculares, câncer de pele ou tumores pós-cirúrgicos.
$_{24}Cr^{51}$ (cromo-51)	Marcação de glóbulos vermelhos e cintilografia. Avaliação de distúrbios gastrointestinais.
$_{26}Fe^{59}$ (ferro-59)	Metabolismo do ferro. Avaliação de distúrbios da função da medula, diagnóstico de anemias.
$_{27}Co^{57}$ (cobalto-57)	Metabolismo da vitamina B-12.
$_{27}Co^{60}$ (cobalto-60)	Tratamento do câncer.
$_{29}Cu^{64}$ (cobre-64)	Tumores cerebrais.
$_{31}Ga^{67}$ (gálio-67)	Tumores em geral.
$_{34}Se^{75}$ (selênio-75)	Pâncreas.
$_{36}Kr^{81}$ (criptônio-81)	Avaliação da capacidade pulmonar.
$_{43}Tc^{99}$ (tecnécio-99)	Averiguação de pulmão, ossos, medula óssea, placenta, rins, fígado, baço.
$_{53}I^{131}$ (iodo-131)	Glândula tireoide.
$_{80}Hg^{203}$ (mercúrio-203)	Rins e cérebro.
$_{81}Tl^{201}$ (tálio-210)	Avaliação da função cardíaca.

Conservação de alimentos

Irradiar um alimento, isto é, submetê-lo à ação de radiações, pode ser um aliado importante no combate às pragas capazes de destruir os produtos agrícolas armazenados; as

radiações destroem insetos e retardam o desenvolvimento de bactérias, levedos e fungos. Por meio da irradiação, também se evita que certas raízes ou tubérculos (como cebolas e batatas) brotem durante o armazenamento.

Ao atuar sobre as substâncias alimentícias, a radiação ioniza alguns átomos que constituem moléculas vitais de bactérias e micro-organismos, alterando suas estruturas e, consequentemente, provocando sua morte.

O processo de irradiação não implica a contaminação radioativa do alimento, apesar de, em alguns casos, provocar mudanças de cor e textura. É importante não confundir: o alimento irradiado não emite radiação e, portanto, não é radioativo. A irradiação é um processo que envolve menos riscos do que a utilização de certos agrotóxicos, de efeito semelhante.

A irradiação se faz com raios gama provenientes do cobalto-60 ou do césio-137. Se um frango dura 3 dias no refrigerador, após a irradiação pode durar até 3 semanas.

Agricultura

A irradiação de sementes e plantas pode aumentar em cerca de mil vezes a taxa de mutações genéticas. Dessa forma, pode-se obter plantas que produzem mais, amadurecem em períodos menores e são mais resistentes às doenças.

A erradicação de insetos pode ser feita por meio da irradiação dos machos, que se tornam estéreis e, após esse tratamento, são liberados no local onde se deseja eliminá-los. Assim, após algumas gerações, a lavoura fica livre deles.

Além disso, o uso de isótopos radioativos permite que se estudem o crescimento, o metabolismo e a absorção de nutrientes, garantindo avanços tecnológicos na produção agrícola.

Bioquímica e biologia

Usando isótopos radioativos é possível determinar mecanismos de reações químicas.

Fonte de energia – Reatores nucleares

Fissão nuclear

Fissão nuclear é o processo de partição de núcleo atômico pesado e instável em núcleos menores, liberando uma grande quantidade de energia.

Como exemplo, tomemos o elemento urânio.

O átomo de urânio apresenta-se na natureza sob a forma de três isótopos: $_{92}U^{238}$ (99,282%); $_{92}U^{235}$ (0,712%); e $_{92}U^{234}$ (0,006%).

Um nêutron, ao atingir um núcleo de átomo de urânio, provoca sua quebra em dois núcleos menores e a liberação de mais nêutrons que, por sua vez, atingirão outros núcleos e provocarão novas quebras. É o que se chama de *reação em cadeia*. Para que tal reação se sustente, duas coisas são necessárias:

1. A concentração de $_{92}U^{235}$ na massa a ser bombardeada deve ser da ordem de 98%, pois o $_{92}U^{238}$ diminui a probabilidade e a extensão da reação em cadeia.

2. A massa de $_{92}U^{235}$ deve ser tal que o número de nêutrons produzido na fissão dos núcleos desses átomos que venham causar a fissão do núcleo dos átomos vizinhos seja maior que o número de nêutrons que escapam da massa físsil para o ambiente. Tal massa denomina-se massa crítica.

A energia liberada na reação de fissão do urânio-235 é muito grande. Um grama de urânio-235 equivale, sob o ponto de vista energético, a 30 toneladas de TNT! Assim, 1 kt (um quiloton) equivale ao poder destrutivo de mil toneladas de TNT.

A bomba atômica

A reação de fissão "descontrolada" é a base da bomba atômica. A destruição por ela causada é devida à imensa

quantidade de energia e radiações que são liberadas numa reação em cadeia.

A usina nuclear

Numa usina nuclear, a fissão ocorre de modo controlado, e a energia liberada é aproveitada para produção de energia elétrica. O calor liberado na fissão aquece uma massa de água, mantida a alta pressão. Esta, por sua vez, aquece outra massa de água, que entra em ebulição. O vapor produzido gira uma turbina cujo eixo se liga a um gerador elétrico, que transforma a energia do movimento em energia elétrica.

O lixo nuclear

Nos produtos da fissão do urânio-235 já foram identificados mais de duzentos isótopos pertencentes a 35 elementos diferentes. Muitos deles emitem radiações alfa, beta e gama, representando um risco à população e necessitando, portanto, ser armazenados em recipientes de chumbo e/ou concreto e guardados em locais seguros por tempo suficiente para que a radiação caia a níveis não prejudiciais. Dentre os muitos nuclídeos presentes no lixo nuclear, podemos destacar três bastante perigosos para o ser humano: estrôncio-90, iodo-131 e césio-137.

Fusão nuclear

Muitas pessoas dizem que o sol é uma bola de fogo. O que estará queimando lá, então? Nada! No sol, bem como em outras estrelas, ocorre um processo denominado fusão nuclear.

A *fusão nuclear* é a junção de dois ou mais núcleos leves, originando um único núcleo e liberando uma quantidade colossal de energia.

Para ocorrer fusão nuclear é necessária uma temperatura muito alta, pelo menos da ordem de 10 milhões de graus Celsius. A energia liberada por estrelas, como o sol, é resultado

de uma série de reações de fusão que devem ocorrer, possivelmente, de acordo com o mecanismo a seguir indicado:

$$_1H^1 + {}_1H^1 \rightarrow {}_1H^2 + {}_{+1}\beta^0$$
$$_1H^2 + {}_1H^1 \rightarrow {}_2He^3$$
$$_2He^3 + {}_1H^1 \rightarrow {}_2He^4 + {}_{+1}\beta^0$$

A energia liberada na reação de fusão é bem maior do que na fissão nuclear.

A bomba de hidrogênio ou bomba de fusão

A bomba de hidrogênio (bomba H) é uma aplicação bélica da fusão nuclear que visa causar destruição com base na colossal energia e no grande fluxo de nêutrons liberados nas reações de fusão. A energia liberada numa bomba H equivale à de aproximadamente 50 bombas atômicas. O poder de destruição de uma bomba H é medido em megatons (um megaton corresponde a 1 milhão de toneladas de TNT).

O reator de fusão

Já estão em funcionamento alguns reatores de fusão destinados à pesquisa. O maior problema na construção desse tipo de reator está não só em se reproduzir as temperaturas necessárias à fusão, mas também em se conseguir um meio que suporte tais temperaturas.

Os reatores existentes são construídos de modo a produzir um fortíssimo campo magnético onde fica encerrado o plasma. O plasma é a quarta fase de agregação da matéria, onde as partículas elementares, prótons, nêutrons e elétrons, estão totalmente livres e prontas para reagir.

A vantagem de um reator de fusão é que a energia produzida seria "limpa", livre de rejeitos radioativos. Até o momento, porém, não se conseguiu um meio de obter energia útil de um reator desse tipo, pois a energia gasta para ativar o campo magnético onde o plasma fica confinado ainda é maior que a energia obtida na fusão dentro do reator.

Descomplicando a Química

Para o composto UF_6, calcular a razão entre as velocidades de difusão das moléculas de $^{235}UF_6$ e $^{238}UF_6$, sob temperatura e pressão constantes. (Dados: massas isotópicas: $^{235}U = 235{,}044$; $^{238}U = 238{,}051$; F = 18,9984).

Resolução:

A massa de uma molécula de $^{235}UF_6$ é 235,044 + 6(18,9984) = 349,034 e a de $^{238}UF_6$ é 238,051 + 6(18,9984) = 352,041.

Substituindo-se os valores na expressão dada pela Lei de Graham, temos:

$$\frac{v_{UF_6^{235}}}{v_{UF_6^{238}}} = \sqrt{\frac{v_{UF_6^{238}}}{v_{UF_6^{235}}}} = \sqrt{\frac{352{,}041}{349{,}034}} = 1{,}00430$$

Essa pequena diferença entre as massas dos dois isótopos sugere um processo para separar o urânio-235 do urânio-238. Aumentar o teor de urânio-235 em uma amostra, processo denominado enriquecimento de urânio, é fundamental tanto para o propósito de uma usina nuclear quanto para o de uma bomba atômica. Isso porque o urânio-235 é físsil, mas o urânio-238 não. Para provocar uma reação de fissão nuclear nos reatores de água pressurizada, por exemplo, é preciso dispor de um urânio que contenha entre 3% e 5% do isótopo 235. O urânio altamente enriquecido (a uma taxa de enriquecimento da ordem de 80 a 90%) é dito de qualidade militar, podendo ser usado na fabricação de arma nuclear.

TESTE SEU SABER

1. **(Uesb-BA) A radioatividade emitida por determinadas amostras de substâncias provém:**

   a) da energia térmica liberada em sua combustão.

   b) de alterações em núcleos de átomos que as formam.

c) de rupturas de ligações químicas entre os átomos que as formam.

d) do escape de elétrons das eletrosferas de átomos que as formam.

e) da reorganização de átomos que ocorre em sua decomposição.

2. (Unesp) Em 1896, o cientista francês Henri Becquerel guardou uma amostra de óxido de urânio em uma gaveta que continha placas fotográficas. Ele ficou surpreso ao constatar que o composto de urânio havia escurecido as placas. Becquerel percebeu que algum tipo de radiação havia sido emitido pelo composto de urânio e chamou esses raios de *radioatividade*. Os núcleos radioativos comumente emitem três tipos de radiação: partículas alfa, partículas beta e raios gama.

Essas três radiações são, respectivamente:

a) elétrons, fótons e nêutrons.

b) nêutrons, elétrons e fótons.

c) núcleos de hélio, elétrons e fótons.

d) núcleos de hélio, fótons e elétrons.

e) fótons, núcleos de hélio e elétrons

3. (Fuvest) Em 1995, o elemento de número atômico 111 foi sintetizado pela transformação nuclear:

$$_{28}Ni^{64} + {}_{83}Bi^{209} \longrightarrow {}_{111}Rg^{272} + \text{nêutron}$$

Esse novo elemento, representado por Rg, é instável.

Sofre decaimento:

$$_{111}Rg^{272} \longrightarrow {}_{109}Mt^{268} \longrightarrow {}_{107}Bh^{264} \longrightarrow {}_{105}Db^{260} \longrightarrow {}_{103}Lr^{256} \longrightarrow {}_{101}Md^{252}$$

Nesse decaimento, liberam-se apenas:

a) nêutrons.

b) prótons.

c) partículas alfa e partículas beta.

d) partículas alfa.

e) partículas beta.

4. **(UEMS) Atualmente, os cientistas têm realizado o sonho dos antigos alquimistas, a transmutação de metais por reações nucleares. Na reação nuclear abaixo:**

$$_4Be^9 + {}_1p^1 \longrightarrow {}_3Li^6 + X$$

O símbolo X representa:

a) um próton.

b) uma partícula alfa.

c) uma partícula beta.

d) um nêutron.

e) uma emissão gama.

5. **(UFU) Em 6 de julho de 1945, no estado do Novo México, nos Estados Unidos, foi detonada a primeira bomba atômica. Ela continha cerca de 6 quilos de plutônio e explodiu com a força de 20 mil toneladas de explosivo TNT (trinitrotolueno). A energia nuclear, no entanto, também é utilizada para fins mais nobres, como curar doenças através de terapias de radiação. Em relação à energia nuclear, indique a alternativa incorreta.**

a) Raios alfa possuem uma baixa penetração na matéria, e os núcleos que emitem estas partículas perdem duas unidades de número atômico e quatro unidades de número de massa.

b) Raios alfa são formados por um fluxo de alta energia de núcleos de hélio, combinações de dois prótons e dois nêutrons.

c) Raios gama são uma forma de radiação eletromagnética, que não possuem massa ou carga, sendo, portanto, menos penetrantes que as partículas alfa ou beta.

d) Partículas beta são elétrons ejetados a altas velocidades de um núcleo radioativo e possuem uma massa muito menor que a massa de um átomo.

e) Partículas beta são mais penetrantes que as partículas alfa, e a perda de uma única dessas partículas produz um aumento de uma unidade no número atômico do núcleo que a emitiu.

6. **(UFPA) O carbono-14 ($_6C^{14}$) é extremamente importante para a determinação da idade de fósseis encontrados em escavações arqueológicas. Ao decair para $_7N^{14}$, pode-se afirmar que ele emite:**

a) uma partícula alfa.

b) uma partícula beta.

c) duas partículas alfa.

d) duas partículas beta.

e) uma partícula alfa e uma beta.

7. **O átomo $_{92}U^{238}$ emite uma partícula alfa, originando um átomo do elemento X; este, por sua vez, emite uma partícula beta, originando um átomo do elemento Y. Podemos concluir que:**

a) Y tem número atômico 91 e 143 nêutrons.

b) Y é isóbaro do urânio inicial.

c) Y tem número atômico 89 e número de massa 234.

d) X tem número atômico 94 e número de massa 242.

e) X e Y são isômeros.

8. **(Mack) Assinale a alternativa incorreta. Quando um elemento radioativo emite uma partícula (ou radiação):**

a) alfa, seu número atômico diminui em duas unidades.

b) beta, seu número atômico aumenta de uma unidade.

c) gama, ocorre emissão de uma onda eletromagnética.

d) alfa, seu número de massa diminui de quatro unidades.

e) beta, seu número de massa aumenta em duas unidades.

9. **(UFMG) Em um acidente ocorrido em Goiânia, em 1987, o césio-137 ($_{55}Cs^{137}$, número de massa 137) contido em um aparelho de radiografia foi espalhado pela cidade, causando grandes danos à população. Sabe-se que o $_{55}Cs^{137}$ sofre um processo de decaimento, em que é emitida radiação gama de alta energia e muito perigosa. Nesse processo, simplificadamente, um nêutron do núcleo do Cs transforma-se em um próton e um elétron. Suponha que, ao final do decaimento,**

o próton e o elétron permanecem no átomo. Assim sendo, é correto afirmar que o novo elemento químico formado é:

a) $_{56}Ba^{137}$.

b) $_{54}Xe^{136}$.

c) $_{55}Cs^{136}$.

d) $_{57}La^{138}$.

e) $_{92}U^{235}$.

10. (UniRio) O elemento radioativo natural $_{90}Th^{232}$, após uma série de emissões alfa e beta, isto é, por decaimento radioativo, converte-se em um isótopo não radioativo, estável, do elemento chumbo, $_{82}Pb^{208}$. O número de partículas alfa e beta emitidas após o processo é, respectivamente:

a) 5 e 2.

b) 5 e 5.

c) 6 e 4.

d) 6 e 5.

e) 6 e 6.

11. (Mack) Em 13 de setembro de 1987, em Goiânia, ocorreu um dos maiores acidentes radiológicos do mundo, expondo o ambiente a 19,26 g de césio-137, cuja meia-vida é de 30 anos. O lixo contaminado está armazenado em depósito, em Abadia de Goiás, e deverá permanecer isolado por 180 anos. Ao final desse período, a massa restante do césio-137 será de:

a) 0,30 g.

b) 0,64 g.

c) 0,10 g.

d) 1,60 g.

e) 3,21 g.

12. Sabe-se que a meia-vida do rádio 228 é de 6,7 anos. Partindo de 80 g, que massa desse material radioativo restará após 33,5 anos?

a) 40 g.

b) 20 g.

c) 10 g.

d) 5 g.

e) 2,5 g.

13. (Unib-BA) No acidente nuclear de Chernobyl ocorreu um vazamento para a atmosfera de vários radioisótopos, sendo que um dos nocivos ao ser humano e ao ambiente é o estrôncio-90, $_{38}Sr^{90}$. Sabendo que a meia-vida desse radioisótopo é de aproximadamente 28 anos, determine a porcentagem que ainda estará presente na atmosfera daqui a 112 anos.

a) 50%.

b) 25%.

c) 12,5%.

d) 6,25%.

e) 3,125%.

14. (Mack) No diagnóstico de doenças de tireoide, é usado o radioisótopo $_{53}I^{131}$, cuja meia-vida é de oito dias. Após 48 dias, a fração da concentração inicial do iodo que permanece é igual a:

a) 1/64.

b) 1/6.

c) 1/8.

d) 1/48.

e) 1/56.

15. (UFPI) Na indústria nuclear, os trabalhadores utilizam a regra prática de que a radioatividade de qualquer amostra se torna inofensiva após dez meias-vidas. Indique a fração que permanecerá após esse período:

a) 0,098%.

b) 0,195%.

c) 0,391%.

d) 1,12%.

e) 3,13%.

16. (PUC-PR) O período de semidesintegração do isótopo $_{11}Na^{24}$ é de 15 horas. Qual a quantidade inicial desse isótopo se, após 105 horas, resta dele apenas 1,25 g?

a) 1,25 g.

b) 20 g.

c) 50 g.

d) 100 g.

e) 160 g.

17. (UEG-GO) De vilão a mocinho! Assim pode ser considerado o fenômeno da radioatividade. As radiações podem causar sérios danos biológicos. Produzem e são causadoras de leucemia e de câncer. Entretanto, em doses controladas, a radiação é utilizada para combater e, em alguns casos, eliminar essas doenças. Considerando-se a cinética das emissões radioativas, se a massa de um isótopo radioativo se reduz, depois de um ano, a 12,5% do valor inicial, e considerando-se que um ano tem exatamente 12 meses, então a meia-vida desse isótopo é de:

a) 8 meses.

b) 6 meses.

c) 4 meses.

d) 3 meses.

e) 2 meses.

18. (PUC-Campinas) Um ambiente foi contaminado com fósforo radioativo, $_{15}P^{32}$. A meia-vida desse radioisótopo é de 14 dias. A radioatividade por ele emitida deve cair a 12,5% do seu valor original após:

a) 7 dias.

b) 14 dias.

c) 42 dias.

d) 51 dias.

e) 125 dias.

19. (Fatec) Em uma caverna foram encontrados restos de um esqueleto humano, tendo-se determinado nos ossos uma taxa de carbono-14

igual a 6,25% da taxa existente nos organismos vivos e na atmosfera. Sabendo-se que a meia-vida do carbono-14 é de 5.600 anos, pode-se afirmar que a morte do indivíduo ocorreu há:

a) 22.400 anos.

b) 16.800 anos.

c) 11.200 anos.

d) 5.600 anos.

e) 350 anos.

20. (Vunesp) O acidente do reator nuclear de Chernobyl, em 1986, lançou para a atmosfera grande quantidade de $_{38}Sr^{90}$ radioativo, cuja meia-vida é de 28 anos. Supondo ser este isótopo a única contaminação radioativa, e sabendo que o local poderá ser considerado seguro quando a quantidade $_{38}Sr^{90}$ se reduzir, por desintegração, a 1/16 da quantidade inicialmente presente, o local poderá ser habitado novamente a partir do ano de:

a) 2014.

b) 2098.

c) 2266.

d) 2986.

e) 3000.

21. (Covest) A fissão nuclear é um processo pelo qual núcleos atômicos:

a) de elementos mais leves são convertidos a núcleos atômicos de elementos mais pesados.

b) emitem radiação beta e estabilizam.

c) os elementos mais pesados são convertidos a núcleos atômicos de elementos mais leves.

d) absorvem radiação gama e passam a emitir partícula alfa.

e) absorvem nêutrons e têm sua massa atômica aumentada em uma unidade.

22. (Cesgranrio)As usinas nucleares, para a produção de energia elétrica, utilizam como combustível nuclear pastilhas de dióxido de urânio,

UO_2, que contém $_{92}U^{235}$ enriquecido a 3%. O processo pode ser representado pela seguinte equação nuclear:

$$_{92}U^{235} + {}_{0}n^{1} \longrightarrow {}_{38}Sr^{90} + {}_{54}Xe^{144} + 2{}_{0}n^{1} \qquad \Delta H = -2 \times 10^{10}\,kJ$$

Assinale a afirmativa correta sobre a equação nuclear.

a) A reação é endotérmica.

b) O número de elétrons do xenônio é 90.

c) O átomo de urânio possui 92 nêutrons.

d) O fenômeno é classificado como fissão nuclear.

e) O processo emite partículas com carga negativa.

23. (Unifesp) Sessenta anos após as explosões das bombas atômicas em Hiroshima e Nagasaki, oito nações, pelo menos, possuem armas nucleares. Esse fato, associado a ações terroristas, representa uma ameaça ao mundo. Na cidade de Hiroshima foi lançada uma bomba de urânio-235 e em Nagasaki uma de plutônio-239, resultando em mais de cem mil mortes imediatas e outras milhares como consequência da radioatividade. As possíveis reações que ocorreram nas explosões de cada bomba são representadas nas equações:

$$_{92}U^{235} + n \longrightarrow {}_{Z}x^{142} + {}_{36}Kr^{91} + 3n$$

$$_{94}Pu^{239} + n \longrightarrow {}_{39}Y^{97} + {}_{55}Cs^{A} + 5n$$

Nas equações, Z, X e A e o tipo de reação nuclear são, respectivamente,

a) 52, Te, 140 e fissão nuclear.

b) 54, Xe, 140 e fissão nuclear.

c) 56, Ba, 140 e fusão nuclear.

d) 56, Ba, 138 e fissão nuclear.

e) 56, Ba, 138 e fusão nuclear.

24. (Mack) Quando a massa de nuvens de gás e poeira de uma nebulosa se adensa, a temperatura aumenta, atingindo milhões de graus Celsius. Então, átomos de hidrogênio se fundem, gerando gás hélio, com liberação de quantidades fantásticas de energia. A fornalha está

acesa. Nasce uma estrela. Uma das equações que representa esse fenômeno é:

$$_1H^3 + _1H^2 \longrightarrow {}_2He^4 + {}_0n^1 + 3{,}96 \times 10^8 \text{ kcal/mol de He.}$$

A respeito da reação nuclear dada, é correto afirmar que:

a) é uma reação de fissão nuclear.

b) é uma reação de fusão nuclear.

c) é uma reação endotérmica.

d) é um fenômeno físico.

e) há liberação de prótons.

25. (UFPR) Desde a primeira produção artificial de um elemento químico, o tecnécio, em 1937, por Perrier e Segre, na Itália, a tabela periódica tem sido estendida através de sínteses de novos elementos. O elemento 111, roentgênio (Rg), foi descoberto em 1994 pelo laboratório do GSI em Darmstadt, Alemanha. Ao se bombardear um isótopo de bismuto com núcleos de níquel, produziu-se o isótopo 272 de roentgênio mais um nêutron, como na equação abaixo:

$$_BBi^A + {}_{28}Ni^{64} \longrightarrow {}_{111}Rg^{272} + {}_0n^1$$

O núcleo do roentgênio formado é instável, e por decaimento alfa transforma-se em meitnério (Mt), como representado na seguinte equação:

$$_{111}Rg^{272} \longrightarrow {}_DMt^C + {}_2\alpha^4$$

Com base nessas informações, assinale a alternativa correta.

a) O bismuto utilizado tem número atômico 83 (B) e número de massa 208 (A).

b) O meitnério produzido tem número atômico 109 (D) e número de massa 270 (C).

c) O bismuto e o meitnério têm, respectivamente, números de massa 209 e 268.

d) O roentgênio tem 111 prótons e 272 nêutrons.

e) O bismuto e o meitnério têm, respectivamente, números atômicos 83 e 113.

Descomplicando a Química

Identifique o modo ou os modos prováveis de decaimento para cada isótopo e escreva uma equação para o processo de decaimento.

a)Oxigênio-15: $_{8}O^{15}$

b) Urânio-234: $_{92}U^{234}$

c) Flúor-20: $_{9}F^{20}$

d) Manganês-56: $_{25}Mn^{56}$

Resolução:

Deve-se verificar se há excesso ou carência de nêutrons no núcleo, para cada elemento. Se o número de massa do isótopo em questão é maior que a massa atômica, então há nêutrons em excesso, e é provável que ocorra emissão beta. Se o número de massa é menor que a massa atômica, então há carência de nêutrons e a emissão de carga positiva (pósitrons, $_{+1}b^{0}$) ou a captura de partícula negativa serão os processos mais prováveis (não é possível, a menos que alguma informação adicional seja dada, decidir entre esses dois últimos processos). Isótopos com números atômicos maiores que 83 são, provavelmente, alfa-emissores. Assim:

O oxigênio-15 possui 7 nêutrons e 8 prótons. A razão n/p é menor que 1, muito baixa para que a espécie seja estável. Há carência de nêutrons, e neste caso, especificamente, há emissão de pósitron:

$$_{8}O^{15} \longrightarrow {}_{+1}b^{0} + {}_{7}N^{15}$$

Temos, caracteristicamente, uma emissão alfa:

$$_{92}U^{234} \longrightarrow {}_{2}\alpha^{4} + {}_{90}Th^{230}$$

O flúor-20 (11 nêutrons e 9 prótons) possui uma razão n/p alta. A razão é diminuída por meio de emissão beta:

$$_{9}F^{20} \longrightarrow {}_{-1}b^{0} + {}_{10}Ne^{20}$$

Confrontando o número de massa (A = 56) com a massa atômica do manganês (MA = 54,85), verifica-se que, em função do número de massa maior que a massa atômica, há excesso de nêutrons, e espera-se uma emissão beta:

$$_{25}Mn^{56} \longrightarrow {}_{+1}b^{0} + {}_{26}Fe^{56}$$

Deve-se lembrar que as previsões feitas dessa maneira estão corretas na maioria das vezes, mas há exceções.

22 Fundamentos da Química Orgânica

Em 1858, Friedrich August Kekulé (1829-1896), estudando particularmente o átomo de carbono, lançou as bases da Química Orgânica, hoje entendida como a química do átomo de carbono. A estrutura dos compostos orgânicos começou a ser desvendada a partir da segunda metade do século XIX, com as ideias de Archibald Scott Couper (1831-1892) e Kekulé sobre o comportamento químico do carbono. Dentre essas ideias, hoje conhecidas como postulados de Couper-Kekulé, três são fundamentais:

• o átomo de carbono apresenta, geralmente, caráter tetravalente;

• as quatro unidades do átomo de carbono são iguais entre si;

• átomos de carbono ligam-se diretamente entre si, formando estruturas denominadas cadeias carbônicas.

Os compostos orgânicos mais simples pertencem à função hidrocarbonetos, compostos formados exclusivamente por átomos de carbono e hidrogênio. A cadeia carbônica pode ser saturada ou insaturada.

Os compostos orgânicos têm grande importância na fabricação de remédios, combustíveis, alimentos, vestimentas, materiais de construção, entre outros, o que demonstra que estão profundamente relacionados com nosso cotidiano. O carbono possui a capacidade de formar extensas cadeias, que são fundamentais na constituição de moléculas presentes nos seres vivos, como o DNA. Isso permite a formação de grande variedade de compostos, em número muito maior que os compostos de qualquer outro elemento.

Classificação dos átomos de carbono

Classificar um átomo de carbono implica expressar a quantos outros átomos de carbono ele se encontra ligado. Assim, temos:

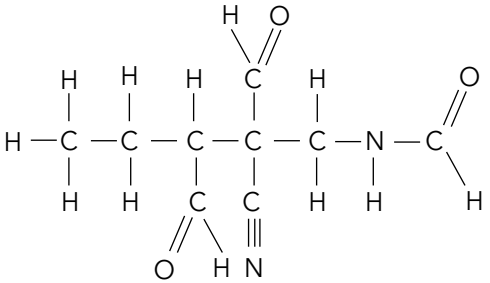
Carbono primário: encontra-se ligado a no máximo um outro átomo de carbono.

Carbono secundário: encontra-se ligado a exatamente dois outros átomos de carbono.

Carbono terciário: encontra-se ligado a exatamente três outros átomos de carbono.

Carbono quaternário: encontra-se ligado a exatamente quatro outros átomos de carbono.

Exemplo:



C= carbono primário
C= carbono secundário
C= carbono terciário
C= carbono quaternário

Cadeias carbônicas – Conceito e classificações

Cadeias carbônicas são estruturas formadas por todos os átomos de carbono de uma molécula orgânica e também pelos heteroátomos que estejam posicionados entre esses carbonos.

Segundo a IUPAC, heteroátomo é qualquer átomo em uma molécula orgânica que não seja carbono ou hidrogênio. Alguns autores, no entanto, conceituam heteroátomo como um átomo que não seja de carbono e que esteja entre dois carbonos. Para fins práticos, ao classificar uma cadeia carbônica, o resultado é o mesmo, como veremos a seguir.

As cadeias carbônicas podem ser classificadas como:

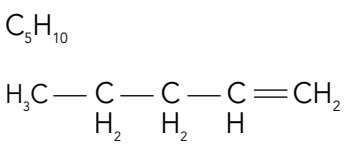
a) homogêneas ou heterogêneas;

b) saturadas ou insaturadas;

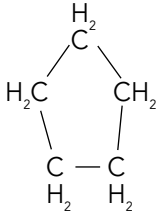
c) abertas ou fechadas.

Cadeias homogêneas e heterogêneas

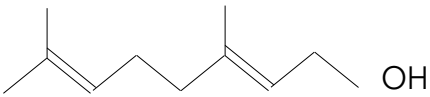
Cadeia homogênea: não apresenta heteroátomo:



penteno



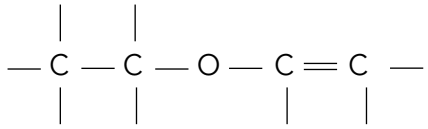
cicloalcano

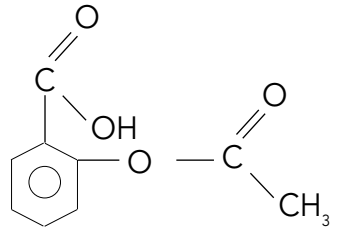


3,7-dimetil-octa-2,6-dien-1-ol

Observe que o oxigênio não faz parte da cadeia carbônica.

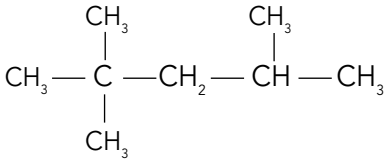
Cadeia heterogênea: apresenta pelo menos um heteroátomo:

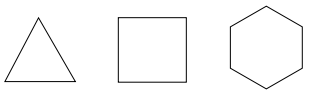




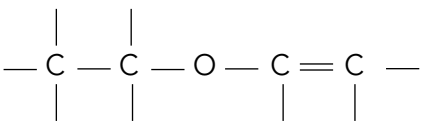
Cadeias saturadas ou insaturadas

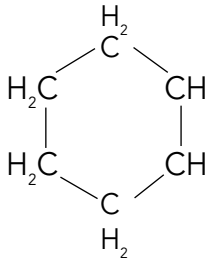
Cadeia saturada: apresenta apenas ligações simples entre átomos de carbono:





Cadeia insaturada: apresenta pelo menos uma insaturação (dupla ou tripla ligação) entre átomos de carbono:

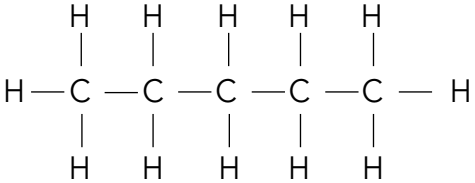




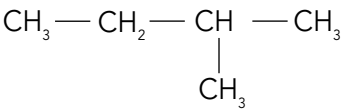
Cadeias abertas e fechadas

A) Cadeias abertas acíclicas ou alifáticas

Normais ou não ramificadas:

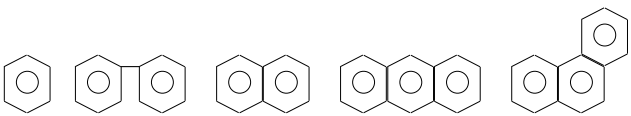


Ramificadas:

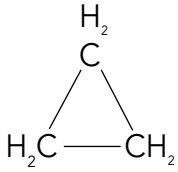


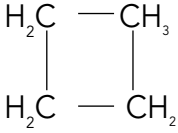
B) Cadeias fechadas ou cíclicas

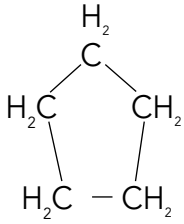
Aromáticas:



Não aromáticas:

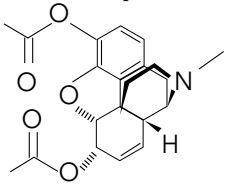






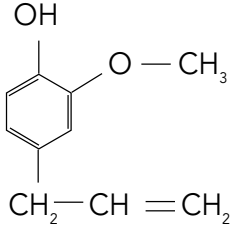
Teste seu saber

1. **(Ifep) A heroína, ou diacetilmorfina, é uma droga opioide, natural ou sintética, produzida e derivada do ópio, extraído da cápsula (fruto) de algumas espécies de papoula. O consumo de heroína pode causar dependência física, envelhecimento acelerado e danos cerebrais irreversíveis, além de outros problemas de saúde. Com relação à estrutura química da heroína, assinale a alternativa que indique sua fórmula molecular:**



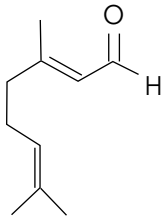
a) $C_{21}H_{23}NO_5$.
b) $C_{20}H_{20}NO_5$.
c) $C_{18}H_{20}NO_5$.
d) $C_{16}H_{18}NO_5$.
e) $C_{16}H_{18}NO_5$.

2. **(PUC-RS) No eugenol, composto de odor agradável, de fórmula representada a seguir, utilizado como antissépico bucal, o número de átomos do carbono secundário é:**



a) 2. b) 3. c) 7. d) 8. e) 10.

3. O citral, composto de fórmula:



tem forte sabor de limão e é empregado em alimentos para dar sabor e aroma cítricos. Sua cadeia carbônica é classificada como:

a) homogênea, insaturada e ramificada.

b) heterogênea, insaturada e ramificada.

c) homogênea, saturada e normal.

d) heterogênea, saturada e aromática.

e) homogênea, insaturada e aromática.

4. (PUC-MG) Um composto orgânico de cadeia aberta, insaturada, ramificada com carbono quaternário, tem cadeia principal com quatro átomos de carbono. Sua fórmula molecular é:

a) C_6H_{13}.

b) C_6H_{11}.

c) C_6H_{10}.

d) C_6H_{14}.

e) C_6H_6.

5. (Mack) A molécula que apresenta a menor cadeia alifática, insaturada e que contém um carbono quaternário é:

a) C_6H_{12}.

b) C_5H_{12}.

c) C_2H_4.

d) $C_5H_{10}O$.

e) C_5H_{10}.

23 Hidrocarbonetos

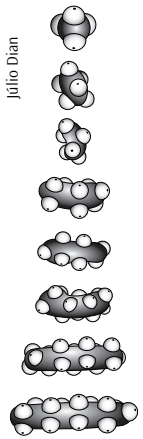
Hidrocarbonetos saturados

São compostos em que todas as ligações carbono-carbono são ligações simples.

Alcanos

São hidrocarbonetos alifáticos (de cadeia aberta), também chamados de *parafinas* por serem pouco reativos. Trata-se de compostos insolúveis em solventes como a água, mas solúveis em solventes como benzeno, por exemplo, e álcool. São menos densos que a água e incolores quando puros; os gasosos (com até 5 átomos de carbono, 25 °C, 1 atm) e os sólidos (com 18 ou mais átomos de carbono) são inodoros, e os líquidos possuem cheiro característico (gasolina).

Fórmula geral: C_nH_{2n+2}


Júlio Dian

Saiba

Procedimentos para nomenclatura (conforme IUPAC)

Localizar a mais longa e contínua sequência de átomos de carbono. Esta cadeia (a principal) determina o nome básico do alcano.

Quando duas cadeias de igual comprimento competem na seleção da cadeia principal, escolhe-se a cadeia com maior número de substituintes.

Numera-se a cadeia principal de modo que as ramificações recebam os menores números possíveis.

Usam-se os números obtidos pela aplicação da regra 3 para designar a localização dos grupos substituintes (radicais).

Quando dois ou mais substituintes estão presentes, atribui-se a cada substituinte um número correspondente à sua localização na cadeia principal.

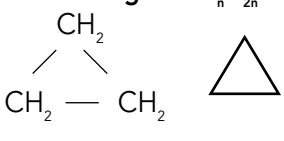
Quando dois substituintes estão presentes no mesmo carbono, usa-se esse número duas vezes.

Quando dois (ou mais) substituintes são idênticos, indica-se isso com o uso dos prefixos *di-*, *tri-*, *tetra-*, etc.

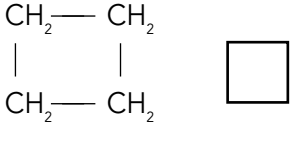
Cicloalcanos

Estes compostos se assemelham aos alcanos, pois contêm somente ligações carbono-carbono simples; diferem deles porque os átomos estão dispostos segundo um anel. Os cicloalcanos mais comuns contêm anéis envolvendo cinco ou seis átomos de carbono. Sua nomenclatura é semelhante à dos alcanos, sendo precedida pela palavra "ciclo", que indica a existência de cadeia fechada.

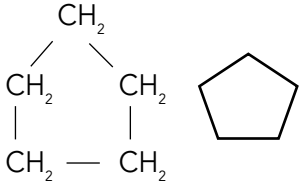
Fórmula geral: C_nH_{2n}



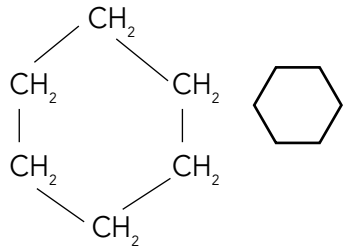
Ciclopropano



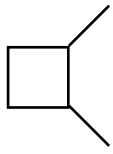
Ciclobutano



Ciclopentano



Ciclohexano



1,2 dimetil-ciclobutano

Hidrocarbonetos insaturados

São hidrocarbonetos cujas moléculas possuem ligações múltiplas.

Alcenos (alquenos ou olefinas)

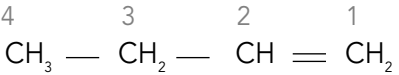
São hidrocarbonetos cujas moléculas possuem uma dupla ligação carbono-carbono. É principalmente essa dupla ligação que determina as propriedades dos alcenos. As regras para a nomenclatura desses compostos são semelhantes às dos alcanos, acrescentando-se apenas que:

- a cadeia principal deve conter a dupla ligação, e muda-se a terminação do nome do alcano, de idêntico tamanho, de *-ano* para *-eno*.
- numera-se a cadeia de modo a incluir ambos os carbonos da dupla ligação, e começa-se a numeração a partir da extremidade da cadeia mais próxima à dupla ligação. Indica-se a localização da dupla ligação usando-se o número do primeiro átomo da dupla ligação como prefixo.

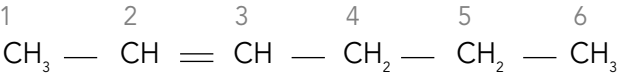
Os alcenos são incolores, inodoros, insolúveis em água, mas bastante solúveis em solventes como benzeno, éter, clorofórmio e álcool. São também menos densos que a água.

Ao contrário dos alcanos, que são muito abundantes, os alcenos praticamente não ocorrem na natureza. A preparação industrial dos alcenos é feita, em geral, pelo processo de *cracking* (craqueamento). Os alcenos são essenciais, pois a partir deles são obtidos plásticos, borrachas sintéticas, corantes explosivos, tecidos sintéticos etc.

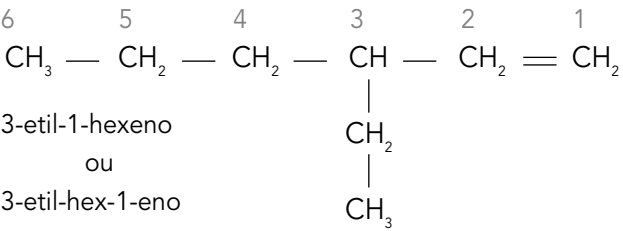
Fórmula geral: C_nH_{2n}



1-buteno ou but-1-eno



2-hexeno ou hex-2-eno



3-etil-1-hexeno
ou
3-etil-hex-1-eno

Dienos (ou alcadienos)

São alcenos que possuem duas ligações duplas carbono-carbono. Têm, por isso, as mesmas propriedades dos alcenos, embora, em certos dienos, essas propriedades possam aparecer modificadas.

Os dienos designam-se do mesmo modo que os alcenos, exceto pelo que respeita à terminação (*-dieno*) e ao uso de dois números para indicar a posição das ligações duplas. O sistema é facilmente extensível a compostos com qualquer número de ligações duplas.

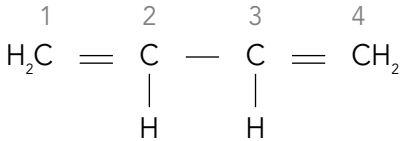
Hidrocarbonetos com duas ligações duplas não são muito comuns na natureza. Já os hidrocarbonetos com várias ligações podem ser encontrados nos vegetais.

Os dienos são usados como matéria-prima em muitas sínteses. No entanto, sua maior importância industrial está na produção de borrachas sintéticas.

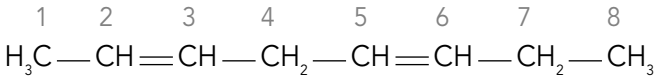
As propriedades químicas dos dienos dependem da disposição das respectivas ligações duplas. Ligações duplas isoladas exercem pouco efeito uma sobre a outra e, por isso, cada uma delas reage como se não houvesse mais ligações duplas na molécula.

Fórmula geral: C_nH_{2n-2}

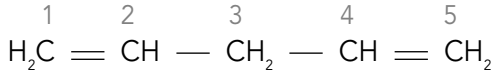
propadieno



1,3-butadieno (buta-1,3-dieno)



2,5-octadieno (octa-2,5-dieno)

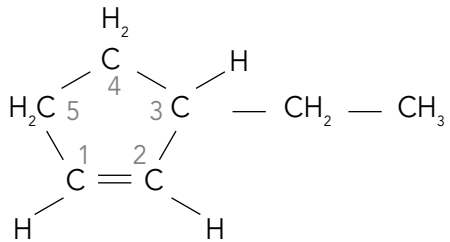


1,4-pentadieno (penta-1,4-dieno)

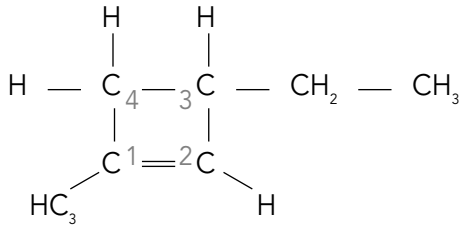
Cicloalcenos

São compostos cíclicos insaturados por uma dupla ligação. Sua nomenclatura segue as mesmas regras usadas para os cicloalcanos. Não havendo ramificações, não é necessário indicar a posição da insaturação.

Fórmula geral: C_nH_{2n-2}



3-etilciclopenteno



3-etil-1-metilciclobuteno

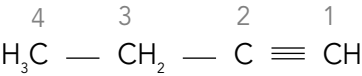
Alcinos

Também chamados de *hidrocarbonetos etínicos* ou *acetilênicos*, são caracterizados por uma ligação tripla. As regras de nomenclatura são análogas às dos alcenos, excetuando-se a terminação, em que se deve substituir *-eno* por *-ino*.

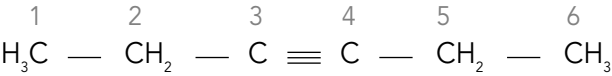
Os alcinos não são encontrados na natureza. Industrialmente, sua importância concentra-se no etino, a partir do qual se obtêm solventes não inflamáveis, borrachas sintéticas, plásticos, fios têxteis etc.

Os alcinos apresentam essencialmente as mesmas propriedades dos alcanos e alcenos. São insolúveis em água, mas bastante solúveis em solventes orgânicos, como clorofórmio e álcool.

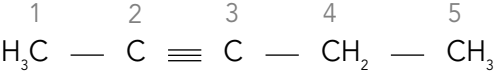
Fórmula geral: C_nH_{2n-2}



1-butino (but-1-ino), C_4H_6



3-hexino (hex-3-ino), C_6H_{10}



2-pentino (pent-2-ino), C_5H_3

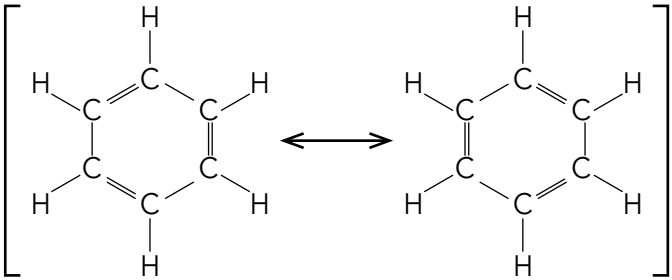
Hidrocarbonetos aromáticos (ou arenos)

Os compostos aromáticos existem na natureza (principais fontes: petróleo e hulha), podendo ser extraídos e purificados. São de essencial importância nas indústrias de inseticidas, corantes, solventes, detergentes, explosivos etc.

São compostos incolores e, geralmente (mas nem sempre), têm cheiro agradável.

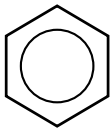
Os hidrocarbonetos aromáticos caracterizam-se por possuir *anel benzênico*. O benzeno tem fórmula molecular C_6H_6, sendo pois o composto aromático mais simples. É um *híbrido de ressonância*, e cada uma das estruturas que contribuem para sua composição é denominada *forma canônica*.

Sempre que uma molécula puder ser representada por duas ou mais estruturas que difiram entre si apenas pelo arranjo dos elétrons — quer dizer, por estruturas em que a disposição dos núcleos atômicos seja a mesma —, dizemos que existe *ressonância*.



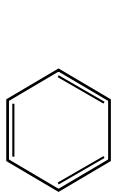
Duas formas canônicas do benzeno.

Como as duplas ligações são deslocalizadas, a melhor representação é:

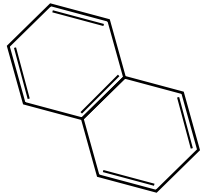


Benzeno

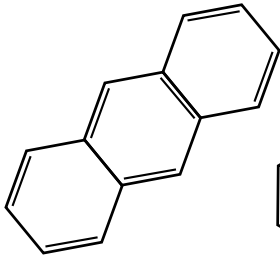
A nomenclatura oficial (IUPAC) consagrou o nome *benzeno*. Para os demais hidrocarbonetos benzênicos, devemos citar os nomes das ramificações e usar a terminação *-benzeno*; a numeração deve partir da ramificação mais simples e seguir o sentido que dê os menores números possíveis.



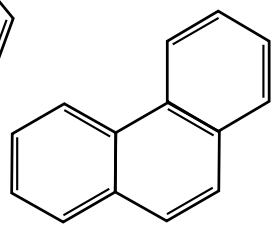
Benzeno



Naftaleno



Antraceno



Fenantreno

Teste seu saber

1. O octano é um dos principais componentes da gasolina, que é uma mistura de hidrocarbonetos. A fórmula molecular do octano é:

a) C_8H_{18}.
b) C_8H_{16}.
c) C_8H_{14}.
d) $C_{12}H_{24}$.
e) $C_{18}H_{38}$.

2. Os gases que surgem após a perfuração de um poço petrolífero e que antecedem a saída do petróleo são: metano, etano, propano e butano, sendo estes dois últimos os principais componentes do gás de cozinha — gás liquefeito do petróleo (GLP). A fórmula molecular desses quatro gases é, respectivamente:

a) CH_4, C_2H_6, C_3H_8, C_4H_{10}.
b) CH_2, C_2H_6, CH_4, C_4H_8.
c) CH_4, C_2H_4, C_3H_8, C_4H_8.
d) C_2H_2, C_2H_4, CH_4, C_4H_{10}.
e) CH_3, C_2H_6, C_3H_8, C_4H_8.

3. (Mack)"Supõe-se que o satélite de Saturno, Titã, seja muito parecido com a Terra, há alguns bilhões de anos. É o único no sistema solar a ter atmosfera com gás nitrogênio. Sabe-se também que, em sua superfície, existem lagos de etano e metano. Carl Sagan acreditava que seria possível encontrar água em Titã. A presença das substâncias citadas é uma das condições que podem favorecer o aparecimento de formas rudimentares de vida."

Revista Veja

No texto, além da água, são citadas, pela ordem, substâncias que apresentam fórmulas moleculares:

a) N, C_2H_4, C_2H_6.
b) N_2, C_2H_6, CH_4.
c) N_2, C_3H_8, CH_4.
d) N, C_2H_6, C_2H_2.
e) N, CH_4, C_2H_6.

4. (UEL) Um dos hidrocarbonetos de fórmula C_5H_{12} pode ter cadeia carbônica:

a) cíclica saturada.
b) acíclica heterogênea.
c) cíclica ramificada.
d) aberta insaturada.
e) aberta ramificada.

5. (UFU) A substância de fórmula C_8H_{16} representa um:

a) alcano de cadeia aberta.
b) alceno de cadeia aberta.
c) alcino de cadeia aberta.
d) composto aromático.
e) alcino de cadeia fechada.

6. (UFV) A fórmula molecular de um alquino com três átomos de carbono é:

a) C_3H_{10}. b) C_3H_8. c) C_3H_6.
d) C_3H_4. e) C_3H_2.

7. Um hidrocarboneto de fórmula geral C_nH_{2n-2} tem massa molar igual a 96 g/mol. Sua fórmula molecular é:

a) C_5H_8. b) C_6H_{10}. c) C_7H_{12}.
d) C_8H_{14}. e) C_9H_{16}.

8. (UEL) Qual das fórmulas moleculares representa um ciclano?

a) C_6H_{14}. b) C_6H_{12}. c) C_6H_{10}.
d) C_6H_8. e) C_6H_6.

9. (Unip-SP) Um hidrocarboneto apresenta na sua estrutura somente cinco átomos de carbono, todos eles saturados e secundários. O hidrocarboneto é o:

a) metilciclobutano.
b) pentano.
c) ciclopentano.
d) ciclopenteno.
e) 2,2-dimetilpropano.

10. (Mack) A fórmula geral dos alcinos de cadeia carbônica com mais de dois carbonos é a mesma dos:

a) ciclanos.
b) aromáticos.
c) ciclenos ou dienos.
d) alcenos.
e) alcanos.

11. Um composto orgânico X apresenta três dos quatro átomos de hidrogênio do metano substituídos pelos radicais: isopropil, benzil e metil. A fórmula molecular de X é:

a) $C_{12}H_{16}$. b) $C_{11}H_{16}$. c) $C_{12}H_{18}$.
d) $C_{11}H_{14}$. e) $C_{12}H_{14}$.

12. (Mack) Quantas estruturas diferentes podem ser obtidas quando se substitui um átomo de hidrogênio do naftaleno por um radical metil?

a) 2. b) 4. c) 6. d) 8. e) 10.

13. (FEI-SP) O nome do composto formado pela união dos radicais etil e terc-butil é:

a) 2,2-dimetilbutano.
b) 2-metilpentano.
c) 3-metilpentano.
d) n-hexano.
e) etilpropano.

14. **(UFJF) Identifique o número de carbonos primários existentes na molécula do 4,5-dimetil-6-etilnonano:**
a) 3. b) 4. c) 5. d) 6. e) 7.

15. **(UEL) A união dos radicais metil e n-propil dá origem ao:**
a) butano.
b) metilpropano.
c) pentano.
d) dimetilpropano.
e) metilbutano.

16. **(Vunesp) Quando ligamos a um átomo de carbono os quatro menores radicais orgânicos alifáticos saturados, obtemos um hidrocarboneto cuja nomenclatura é:**
a) 2,3-dimetil-3-etil-hexano.
b) 4-metil-3etil-octano.
c) 2,3-dimetil-3etil-heptano.
d) 4-metil-4-etilnonano.
e) 4-metil-4-etildecano.

17. **(Unifor-CE) O 2-metil-2-penteno tem fórmula molecular:**
a) C_6H_{12}. b) C_6H_{10}. c) C_5H_{12}.
d) C_5H_{10}. e) C_5H_8.

18. **(Unifor-CE) O 2,2,5-trimetil-3-heptino é um hidrocarboneto cujas moléculas têm cadeia carbônica:**
I. insaturada;
II. ramificada;
III. aromática.
Dessas afirmações, somente:
a) I é correta.
b) II é correta.
c) III é correta.
d) I e II são corretas.
e) I e III são corretas.

19. **(Unifor-CE) As moléculas do 2-metil-1,3-butadieno possuem cadeia com cinco átomos de carbono. Quantos átomos de hidrogênio há na molécula desse composto?**
a) 6. b) 7. c) 8. d) 9. e) 10.

20. **(Mack) Assinale a alternativa incorreta com relação à fórmula do 1,2-dietilciclo-hexano:**

a) apresenta 6 átomos de hidrogênio ligados a carbono primário.

b) não é um hidrocarboneto aromático.

c) o radical etila possui 2 átomos de carbono.

d) apresenta 2 átomos de carbono quaternário.

e) apresenta fórmula molecular $C_{10}H_{20}$.

Descomplicando a Química

(Unicamp) No processo de amadurecimento de frutas, determinada substância é liberada. Essa substância, que também é responsável pela aceleração do processo, é um gás cujas moléculas são constituídas apenas por átomos de hidrogênio e de carbono, numa proporção de 2:1. Além disso, essa substância é a primeira de uma série homóloga de compostos orgânicos.

a) Em face das informações anteriores, é possível explicar o hábito que algumas pessoas têm de embrulhar frutas ainda verdes para que amadureçam mais depressa? Justifique.

b) Qual é a fórmula molecular e o nome do gás que desempenha esse importante papel no amadurecimento das frutas?

c) Escreva os nomes dos isômeros de menor massa molar dessa série homóloga.

Resolução:

a) O hábito de embrulhar frutas verdes realmente favorece o processo de amadurecimento; isso se deve a um acúmulo do gás que fica em contato com a fruta.

b) O gás que desempenha esse processo é o gás eteno, de fórmula molecular C_2H_4.

c) Os primeiros membros da série homóloga em questão são: C_2H_4, C_3H_6, C_4H_8, ...

A fórmula molecular C_4H_8 é a primeira que admite alcenos isômeros: but-1-eno e but-2-eno

A fórmula molecular C_3H_6 também admite isômeros, contudo, um deles é um alceno (propeno), e o outro é um cicloalcano (ciclopropano).

24 Classes funcionais – Compostos orgânicos oxigenados e nitrogenados

Alcoóis

O metanol é o mais simples e o mais tóxico dos alcoóis, podendo causar cegueira e até a morte quando ingerido, inalado ou absorvido pela pele em grande quantidade. É usado como combustível e solvente, e também na síntese de compostos orgânicos.

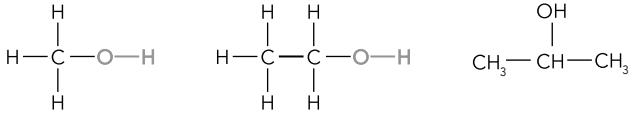
O álcool mais conhecido comercialmente é o etanol (ou álcool etílico). Como aplicação, podemos citar, entre outras: combustão em motores a explosão e limpezas domésticas; é também o álcool presente em bebidas alcoólicas e perfumes.

O 1,2-etanodiol (etilenoglicol) é usado como aditivo para água de radiadores, bem como na fabricação de poliuretano e poliéster (PET).

O 1,2,3-propanotriol (também chamado simplesmente de propanotriol ou glicerina) é empregado na fabricação de diversos produtos alimentícios (como umectante), cosméticos e lubrificantes.

O sorbitol ou 1,2,3,4,5,6-hexano-hexol é um sólido branco de sabor doce encontrado em diversas frutas. É usado em cosmética, como sobre-engordurante em xampus, e como adoçante em cremes dentais. Na indústria alimentícia, adoça alimentos dietéticos, pois, apesar de conter praticamente o mesmo número de calorias que a sacarose (açúcar comum), é eliminado pelo organismo antes de ser totalmente metabolizado. Seu consumo excessivo tem efeito laxativo e pode elevar a glicemia (taxa de glicose no sangue circulante).

Estudos indicam que o xilitol (1,2,3,4,5-pentanopentol) ajuda a evitar a ocorrência de cárie.



Estruturas do metanol, etanol e 2-propanol.

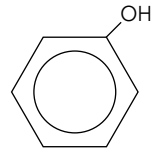
Os alcoóis se caracterizam por apresentar um grupo -OH anexado a um carbono saturado.

Segundo a IUPAC, na nomenclatura dos alcoóis adiciona-se a terminação -ol ao nome do hidrocarboneto análogo.

Fenóis

A palavra fenol deriva de feno (benzeno em alemão) e a terminação -ol indica o grupamento -OH. O fenol mais simples é justamente aquele em que um hidrogênio do benzeno foi substituído por um grupo -OH.

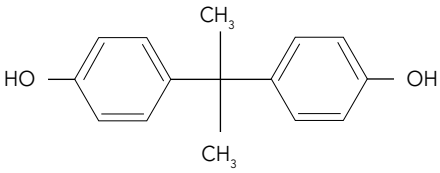
O hidroxibenzeno (fenol comum) apresenta aplicações que abrangem desde a produção de desinfetante e medicamentos contra queimaduras (ácido pícrico) até a fabricação de baquelite (plástico resistente ao calor, como o usado em cabo de panelas), de poliuretano (espumas) e explosivos. Foi a primeira substância a ser usada como antisséptico em medicina, por volta de 1870. Embora tenha diminuído o número de mortes por infecção, seu uso foi abandonado devido ao fato de ser corrosivo e altamente tóxico quando ingerido.



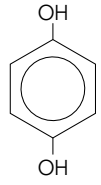
Representação do hidroxibenzeno.

O derivado paraisopropilenodifenol (bisfenol A) entra na composição do policarbonato (lanternas de plástico dos faróis de alguns carros) e da resina epóxi.

O 1,4-di-hidroxibenzeno (hidroquinona) é usado na revelação de fotos em preto e branco e no tratamento de peles com manchas.



Paraisopropilenodifenol

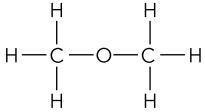


1,4-di-hidroxibenzeno

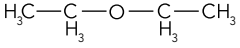
Éteres

Por serem muito pouco reativos e dissolverem muito bem a maioria dos compostos orgânicos, são muito utilizados como solventes inertes em reações orgânicas e na extração de essências, óleos e gorduras de suas fontes naturais.

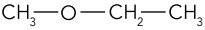
O éter mais importante é o etoxietano (também conhecido como éter comum, éter dietílico, éter etílico ou éter sulfúrico — sua obtenção industrial envolve esse ácido). É uma substância bastante usada como anestésico, pois relaxa os músculos, afetando ligeiramente a pressão arterial, a pulsação e a respiração. As maiores desvantagens são as chances de causar irritação no trato respiratório e a possibilidade de provocar incêndio nas salas de cirurgia.



metoximetano



etoxietano



metoxietano

Os éteres se caracterizam por apresentar um átomo de oxigênio entre dois grupos orgânicos.

A nomenclatura IUPAC desses compostos segue a regra:

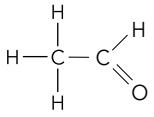
[prefixo da cadeia mais simples] oxi- *[nome da cadeia mais complexa, considerada principal]*

Aldeídos

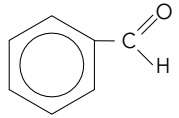
O metanal (aldeído fórmico ou formaldeído) é muito usado como germicida, desinfetante, fluido de embalsamamento e conservante de peças anatômicas.

O etanal é usado na síntese de diversos compostos orgânicos, na obtenção de resinas, inseticidas (DDT) e também na fabricação de espelhos comuns.

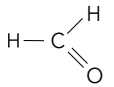
O benzaldeído é o flavorizante presente nas cerejas em marasquino, além de ser utilizado em perfumaria.



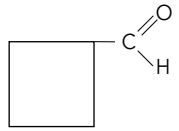
Etanal



Benzaldeído ou Aldeído Benzoico



Metanal



Ciclobutanal

Os aldeídos se caracterizam por apresentar, necessariamente, um grupo carbonila na extremidade da cadeia.

Grupo carbonila na extremidade da cadeia

O nome sistemático é semelhante ao nome do hidrocarboneto equivalente, bastando trocar o sufixo *-o* (do hidrocarboneto) por *-al* (do aldeído).

Cetonas

Das cetonas, a mais importante é a propanona (acetona). Trata-se de um líquido incolor, de cheiro agradável (quando puro), inflamável, usado principalmente como solvente de esmaltes, tintas e vernizes e na extração de óleos de sementes vegetais (como soja, amendoim e girassol).

Em nosso organismo, pode ser encontrada em pequenas quantidades no sangue, fazendo parte dos chamados corpos cetônicos. Nesse caso, ela é formada pela degradação incompleta de gorduras.

As cetonas possuem também um grupo carbonila, porém, diferentemente dos aldeídos, esse grupo não está na extremidade da cadeia.

R1 e R2 são cadeias carbônicas.

O nome sistemático é semelhante ao nome do hidrocarboneto equivalente, bastando trocar o sufixo *-o* (do hidrocarboneto) por *-ona* (da cetona).

Ácidos carboxílicos

O ácido metanoico é também conhecido como ácido fórmico, por ter sido obtido historicamente a partir da maceração de formigas vermelhas. É usado no tingimento de tecidos, como algodão, linho e lã, fazendo o papel de mordente (fixador do corante). Também é utilizado como desinfetante em medicina.

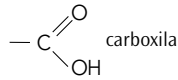
O ácido etanoico, também conhecido como ácido acético, é obtido pela oxidação do etanol na presença da bactéria *Acetobacter aceti*. É usado na preparação de perfumes,

corantes, seda artificial, acetona e vinagre (este último com concentração de 4 a 10% de ácido acético).

O ácido benzoico é usado como conservante e, em medicina, como fungicida.

Todos os ácidos apresentam cheiro característico; os monocarboxílicos de 4 a 12 carbonos, assim como o metanoico e o etanoico, têm odor desagradável. Nos cães, o sentido da visão não é tão desenvolvido quanto o do homem, mas eles têm o olfato muito mais aguçado. Por esse motivo são capazes de reconhecer as pessoas por seu cheiro característico, devido aos diferentes ácidos carboxílicos produzidos e excretados pelo metabolismo de cada indivíduo.

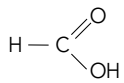
Os ácidos carboxílicos se caracterizam pela presença da carboxila.



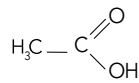
carboxila

Segundo a IUPAC, a nomenclatura desses ácidos segue a proposta:

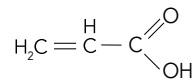
ácido [nome da cadeia]oico



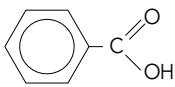
ácido metanoico ou fórmico



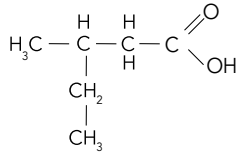
ácido etanoico ou ácido acético



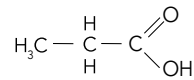
ácido propenoico



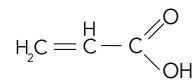
ácido benzoico



ácido 3-metil-pentanoico



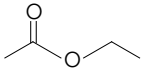
ácido propanoico



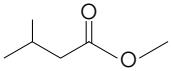
ácido propinoico

Ésteres

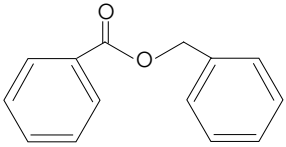
O rótulo de alguns produtos alimentícios traz a informação de que possuem flavorizantes. Trata-se de substâncias que dão a eles o flavor (sabor mais aroma) característico. Existe uma infinidade de compostos orgânicos usados como flavorizantes naturais e artificiais. Entre os artificiais, destacam-se os pertencentes ao grupo dos ésteres.



Etanoato de etila



3-Metilbutanoato de metila



Benzoato de benzila
(usado no tratamento de sarna)

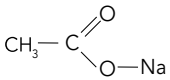
Os ésteres são derivados de ácidos carboxílicos pela troca do hidrogênio do grupo carboxila por um radical orgânico. O nome se dá a partir do ácido do qual ele deriva, trocando-se o prefixo -ico por -ato e adicionando em seguida o nome do radical que substituiu o -H.

[nome da cadeia]ato de [nome do radical]

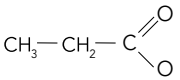
Sais orgânicos

Os sais orgânicos também são derivados de ácidos carboxílicos pela troca do hidrogênio do grupo carboxila por um cátion. O nome se dá semelhantemente ao de ésteres, diferindo apenas com respeito ao nome do cátion (e não de um radical).

[nome da cadeia]ato de [nome do cátion]



Etanoato de Sódio (acetato)



Propanoato de Potássio

Aminas

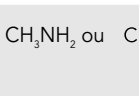
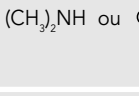
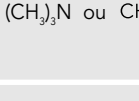
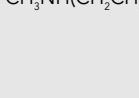
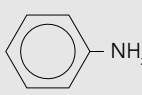
O cheiro característico de peixe, especialmente o de peixe podre, deve-se a um tipo de composto orgânico: as aminas. Nem todas as aminas possuem esse odor, mas elas têm em comum o fato de poderem ser tomadas como derivadas de amônio.

A anilina, nome usual da fenilamina, é uma das principais aminas, sendo usada largamente como matéria-prima para corantes nas indústrias de cosméticos e tecidos.

As aminas se caracterizam por apresentar um átomo de nitrogênio ligado à cadeia carbônica.

O nome segue, em ordem alfabética, a metodologia:

[nome dos radicais]amina

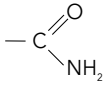
Fórmula de estrutura da amina	Nome
CH_3NH_2 ou 	Metilamina
$(CH_3)_2NH$ ou 	Dimetilamina
$(CH_3)_3N$ ou 	Trimetilamina
$CH_3NH(CH_2CH_3)$ ou 	Etilmetilamina
	Fenilamina

Amidas

A ureia é talvez o principal composto do grupo amida. À temperatura ambiente, é um sólido cristalino. Na maioria dos vertebrados, é o produto final da degradação das proteínas. Produzida industrialmente, pode ser utilizada na fabricação de fertilizantes, polímeros (tal como o náilon), medicamentos, e como suplemento alimentar de gado.

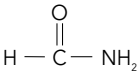
Fios de teia de aranha são formados por longas moléculas de proteínas que pertencem ao grupo das amidas.

As amidas se caracterizam por ter um oxigênio e um grupo nitrogênio unidos ao mesmo carbono, como segue:

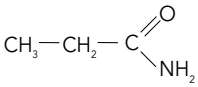


Também são derivadas de ácidos carboxílicos. O nome segue a metodologia:

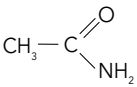
[nome da cadeia]amida



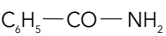
Metanamida



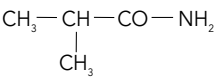
Propanamida



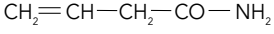
Etanamida



Benzamida



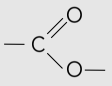
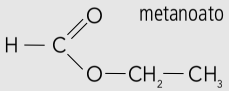
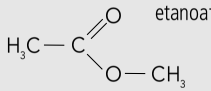
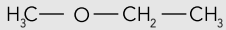
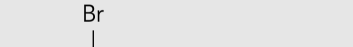
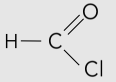
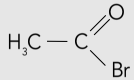
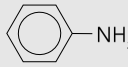
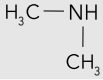
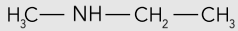
2-metilpropanoamida

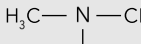
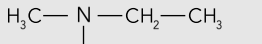
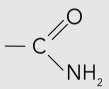
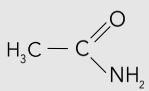
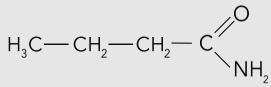
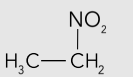
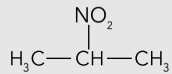
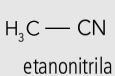
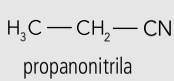
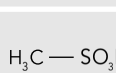
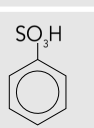
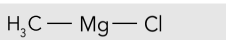


3-butenamida

Algumas das funções orgânicas mais comuns

Função	Grupo Funcional	Exemplos
Hidrocarboneto	C_xH_y	CH_4 metano $HC \equiv CH$ etino
Álcool	—C—OH C saturado	$H_3C—OH$ metanol $H_3C—CH_2—OH$ etanol
Fenol	—OH C saturado	hidroxibenzeno (fenolcomum) α–hidroxinaftaleno
Aldeído	—C(=O)—H C primário	Metanal Etanal
Cetona	—C(=O)— C secundário	propanona butanona
Ácido Carboxílico	—C(=O)—OH	ácido metanoico ácido etanoico

Função	Grupo Funcional	Exemplos
Éster		 metanoato de etila  etanoato de etila
Éter	—O—	$H_3C-O-CH_3$ metoxi-metano  metoxi-etano
Haleto Orgânico	— X (F, Cl, Br, I)	H_3C-CH_2-Cl cloroetano  2-bromopropano
Haleto de ácido	X: F, Cl, Br, I	 cloreto de metanoíla  brometo de etanoíla
Amina	—NH_2 primária	H_3C-NH_2 metilamina  fenilamina
	secundária	 dimetilamina  etilmetilamina

Função	Grupo Funcional	Exemplos
Amina	terciária	 trimetilamina  etildimetilamina
Amida		 etanamida  butanamida
Nitrocomposto		 nitroetano  2-nitropropano
Nitrila		 etanonitrila  propanonitrila
Ácido sulfônico		 ácido metanossulfônico  ácido benzenossulfônico
Composto de Grignard	— MgX (F, Cl, Br, I)	 cloreto de metil-magnésio brometo de etil-magnésio

Teste seu saber

1. (UPE) No composto orgânico representado pela fórmula a seguir, estão presentes as funções:

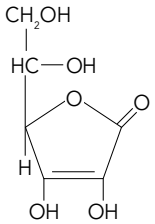
$$CH_3 - (CHOH)_2 - CHNH_2 - CO_2H$$

a) álcool, ácido carboxílico e amina.
b) amida, aldeído e álcool.
c) álcool, cetona e fenol.
d) álcool, carbilamina e aldeído.
e) fenol, amina e ácido carboxílico.

2. (UEMS) O grupo carbonila é encontrado nas seguintes classes de compostos:

a) aminas, cetonas e éter.
b) ácidos carboxílicos, haletos orgânicos e nitrilas.
c) aldeídos, fenóis e alcenos.
d) amidas, aldeídos e cetonas.
e) éster, éter e amidas.

3. (UFRRJ) A vitamina C, ou ácido ascórbico, é uma molécula usada na hidroxilação de várias outras em reações bioquímicas nas células. Sua principal função é a hidroxilação do colágeno, a proteína fibrilar, que dá resistência aos ossos, dentes, tendões e paredes dos vasos sanguíneos. Além disso, é um poderoso antioxidante, sendo usado para transformar os radicais livres de oxigênio em formas inertes. É também usado na síntese de algumas moléculas que servem como hormônios ou neurotransmissores. Sua fórmula estrutural está apresentada a seguir:



A partir dessa estrutura, podemos afirmar que as funções e a quantidade de carbonos secundários nela presentes estão corretamente representadas na alternativa:

a) álcool, éter e cetona; 5.
b) álcool, cetona e alqueno; 4.
c) enol, álcool e éster; 4.
d) enol, cetona e éter; 5.
e) etona, alqueno e éster; 5.

4. O caproaldeído é uma substância com odor desagradável e irritante eliminada pelas cabras durante seu processo de transpiração. Sabendo que esse aldeído é um hexanal, podemos afirmar que, em uma molécula desse composto, o número de hidrogênios é igual a:

a) 4.
b) 5.
c) 6.
d) 10.
e) 12.

5. Quando se substitui um hidrogênio do metano pelo radical hidroxila e outro hidrogênio por radical etil, obtém-se a fórmula estrutural de um:

a) ácido carboxílico com 4 átomos de carbono.
b) aldeído com 3 átomos de carbono.
c) álcool com 4 átomos de carbono.
d) aldeído com 4 átomos de carbono.
e) álcool com 3 átomos de carbono.

6. Na embalagem de álcool para uso doméstico, lê-se: "álcool etílico hidratado 96 °GL, de baixo teor de aldeídos. Produto não perecível".

Dessas informações, fazem-se as afirmações:

I. Esse álcool possui aproximadamente 96% de etanol e 4% de água.

II. O grupamento característico de aldeído é representado pela fórmula: -CHO.

III. O álcool em questão tem fórmula estrutural $H_3C–CH_2–OH$.

IV. Álcool e aldeído são funções inorgânicas.

V. A expressão "não perecível" indica que o produto se deteriora com facilidade.

São incorretas as afirmações:

a) todas.
b) I e III.
c) II e III.
d) I, II e III.
e) IV e V.

7. (Unifor-CE) Um professor de química escreveu na lousa a fórmula C_3H_6O e perguntou a três estudantes que composto tal fórmula representava. As respostas foram:

- estudante 1: propanona (acetona);
- estudante 2: propanal;
- estudante 3: álcool propílico (propanol).

O professor considerou certa a resposta dada somente pelo estudante:

a) 1.
b) 2.
c) 3.
d) 1 e 2.
e) 2 e 3.

8. O composto orgânico de fórmula $CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_3$ é chamado de:

a) ácido etilpropanoico.
b) dimetilcetona.
c) propanoato de etila.
d) etanoato de etila.
e) etilpropanal.

9. Substituindo-se os hidrogênios da molécula de água por um radical fenil e um radical metil, obtém-se:

a) cetona.
b) aldeído.
c) éster.
d) éter.
e) ácido carboxílico.

10. (ACR) Das aminas citadas a seguir, quais são classificadas como secundárias?
I. etilamina;
II. dimetilamina;
III. etilmetilamina;
IV. rimetilamina;
V. metilfenilamina.
a) I e II apenas.
b) II, III e V apenas.
c) I, II, IV e V apenas.
d) IV apenas.
e) III e V apenas.

11. Associe os nomes comerciais de alguns compostos orgânicos e suas fórmulas condensadas, na coluna superior, com os nomes oficiais, na coluna inferior.

I. Formol (CH_2O)
II. Acetileno (HCICH)
III. Vinagre (CH_3–COOH)
IV. Glicerina (CH_2OH–CHOH–CH_2OH)
(P) Propanotriol.
(Q) Ácido etanoico.
(R) Metanal.
(S) Fenilamina.
(T) Etino.
A associação correta entre as duas colunas é:

a) I – P, II – T, III – Q, IV – R.
b) I – Q, II – R, III – T, IV – P.
c) I – Q, II – T, III - P, IV – R.
d) I – R, II – T, III – Q, IV – P.
e) I – S, II – R, III – P, IV – Q.

12. Dadas as características de três compostos orgânicos:
I. É hidrocarboneto saturado.
II. É álcool primário.
III. É ácido monocarboxílico.

Eles podem ser, respectivamente:

a) 2-buteno; 1-butanol; ácido benzoico.
b) butano; 2-propanol; ácido etanoico.
c) 2-buteno; 1-propanol; ácido benzoico.
d) butano; 1-propanol; ácido etanoico.
e) 1-butino; 2-propanol; ácido etanoico.

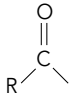
13. **(UEL) Em todos os compostos abaixo, a fórmula molecular corresponde também à fórmula mínima, exceto em:**

a) propeno.
b) metano.
c) etanol.
d) metanol.
e) acetona.

14. **(UFV) Suponha que exista na prateleira de um laboratório um frasco contendo um líquido incolor e transparente, em cujo rótulo está escrita a fórmula C_4H_8O. O líquido poderá corresponder a:**

a) ácido butanoico.
b) 2-butanol.
c) etoxietano.
d) butanal.
e) propanoato de metila.

15. **Quando um dos hidrogênios do NH_3 é substituído por um radical acila,**

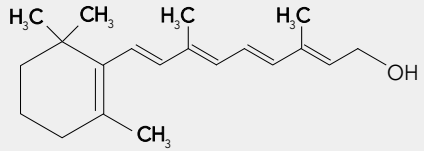


o composto resultante pertence à função:

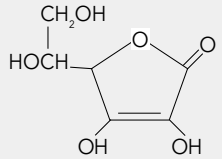
a) amida.
b) amina.
c) nitrilo.
d) imida.
e) imina.

Descomplicando a Química

(Fuvest) Uma das propriedades que determinam maior ou menor concentração de uma vitamina na urina é a sua solubilidade em água. Considerando a vitamina A (PF = 62 oC)



e a vitamina C (PF = 193 oC)



Pergunta-se:

a) Qual dessas vitaminas é mais facilmente eliminada na urina?

b) Dê uma justificativa para o ponto de fusão da vitamina C ser superior ao da vitamina A.

Resolução:

a) A vitamina C é mais facilmente eliminada na urina porque apresenta um maior número de grupos -OH em sua molécula, o que favorece a formação de pontes de hidrogênio com a água e, como consequência, facilita a solubilidade. A vitamina C é hidrossolúvel, ao passo que a vitamina A é lipossolúvel.

A vitamina A é predominantemente apolar, o que dificulta sua interação com a água, sua dissolução e, por consequência, sua eliminação pela urina.

b) O maior ponto de fusão da vitamina C pode ser justificado pelas pontes de hidrogênio que surgem entre suas moléculas.

25 Algumas propriedades dos compostos orgânicos

Solubilidade

Soluto polar tende a se dissolver bem em solvente polar. Soluto apolar tende a se dissolver bem em solvente apolar.

A cadeia carbônica de uma molécula formada por hidrogênio e carbono não possui afinidade pela água por ser a parte apolar da molécula. Grupos polares, como -OH, $-NH_2$ e -COOH, possuem afinidade com a água. Isso confere um caráter polar a uma fração da molécula, contribuindo para que o composto se solubilize em água. Como exemplo, podemos citar a mistura água-etanol.

Classe do composto	Solubilidade em água
Hidrocarboneto	Insolúvel. Composto apolar.
Éter	Composto fracamente polar. Fracamente solúvel em água.
Éster	Pouco solúvel em água no caso de cadeias pequenas. Cadeias maiores são praticamente insolúveis.
Álcool, fenol, aldeído, cetona, amina, ácido carboxílico e amida	Compostos polares. As cadeias pequenas (com menos de seis carbonos) são relativamente solúveis em água. Com o aumento do tamanho da cadeia (parte apolar), os compostos vão se tornando cada vez mais insolúveis.

Pontos de fusão e ebulição

Fatores determinantes:

- Massa molecular/tamanho da molécula;
- Forças intermoleculares.

Ao se comparar duas substâncias com o mesmo tipo de interação intermolecular, a que tiver maior massa molecular (ou maior tamanho) possuirá maior ponto de ebulição. Entre duas substâncias semelhantes quanto ao tamanho e às massas moleculares, terá maior ponto de ebulição aquela que possuir forças intermoleculares mais intensas.

Cadeias ramificadas possuem pontos de ebulição menores que as cadeias normais (para um mesmo número de carbonos).

Em regra, os pontos de ebulição se comportam conforme segue:

Hidrocarboneto<Haleto<Éter/Amina/Aldeído/Cetona/Éster<Álcool/Fenol<Ácido<Amida

Hidrocarbonetos:

- 1 a 4 carbonos: gasosos à temperatura ambiente.
- 5 a 17 carbonos: líquidos à temperatura ambiente.
- 18 ou mais carbonos: sólidos à temperatura ambiente.

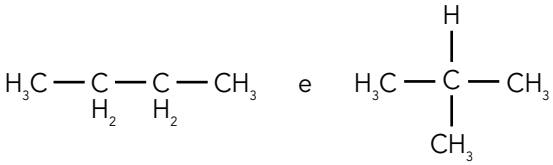
Isomeria

Diz-se que dois ou mais compostos são isômeros quando apresentam a mesma fórmula molecular, porém possuem estruturas diferentes.

Isomeria plana ou constitucional

Se a diferença entre dois isômeros pode ser notada na fórmula estrutural plana, então eles são ditos isômeros constitucionais (ou planos). São cinco casos possíveis:

***Isomeria de cadeia*:** os compostos pertencem à mesma função, porém as cadeias carbônicas são diferentes.

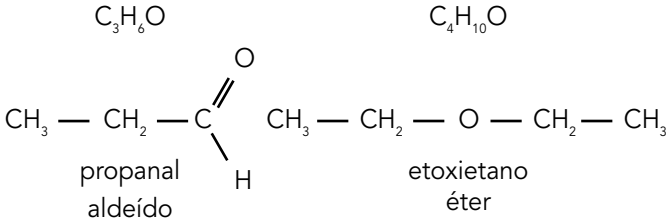


hidrocarboneto
cadeia normal
butano

e

hidrocarboneto
cadeia ramificada
2-metilpropano

***Isomeria de função*:** os compostos pertencem a funções distintas.

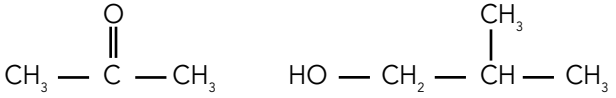


propanal
aldeído

e

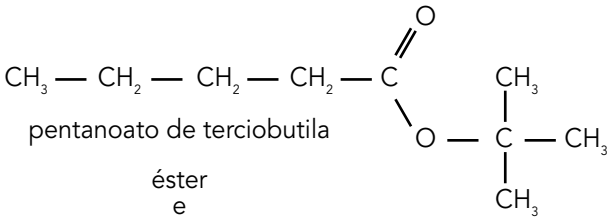
etoxietano
éter

e



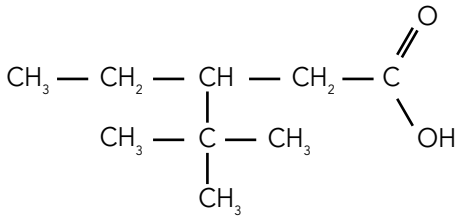
propanona
cetona

2-metil-1-propanol
álcool



pentanoato de terciobutila

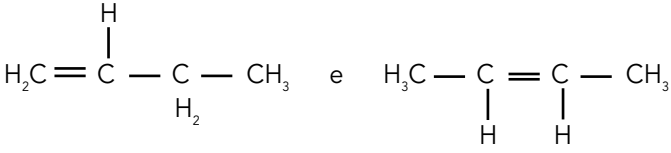
éster
e



ácido 3-etil-5-metil-hexanoico
ácido carboxílico

Três exemplos de isomeria de função: aldeído e cetona; álcool e éter; éster e ácido.

***Isomeria de posição*:** os compostos pertencem à mesma função, possuem o mesmo tipo de cadeia, porém a diferença reside na posição do grupo funcional, insaturação ou ramificação.

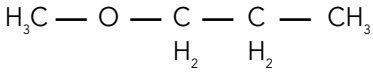


hidrocarboneto
cadeia aberta, normal...
dupla entre C_1 e C_2
1-buteno

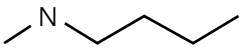
hidrocarboneto
cadeia aberta, normal...
dupla entre C_2 e C_3
2-buteno

C_3H_8O

***Isomeria de compensação* (*ou metameria*):** os compostos possuem a mesma função e o mesmo tipo de cadeia; a diferença reside na posição de um heteroátomo.

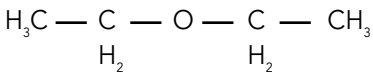


metoxipropano

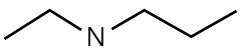


metilbutilamina

e



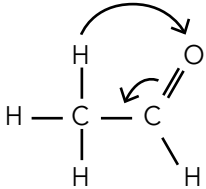
etoxietano

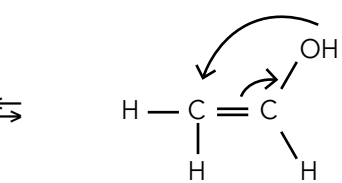


etilpropilamina

***Tautomeria*:** é um caso particular de isomeria de função no qual os compostos coexistem em equilíbrio químico.

aldeído (C_2H_4O)

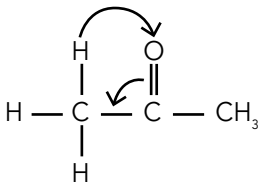


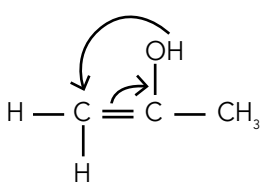


enol (C_2H_4O)

(equilíbrio aldoenólico)

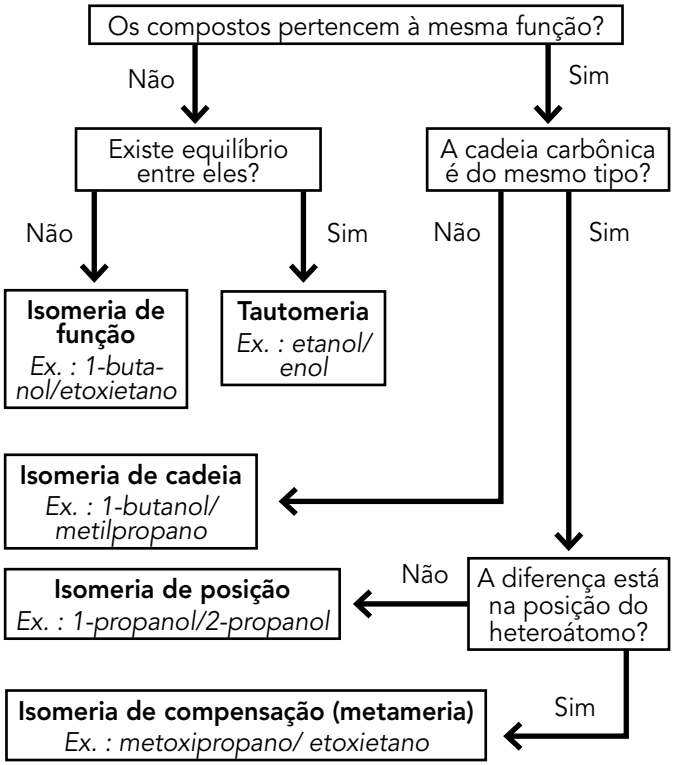
cetona (C_3H_6O)





enol (C_3H_6O)

(equilíbrio cetoenólico)

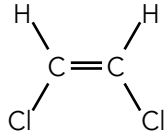


Isomeria espacial

***Isomeria geométrica ou cis-trans*:** este tipo de isomeria ocorre caso existam ligações duplas ou cadeia fechada, ou ainda se os ligantes estiverem ligados a carbonos diferentes.

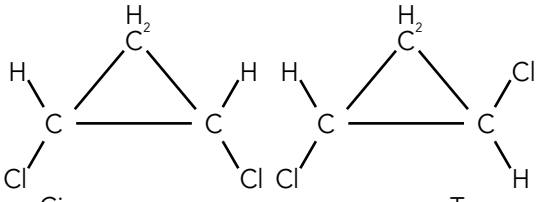
Os isômeros podem ser classificados como *cis* ou *trans:*

- cis: quando os ligantes de maior massa situam-se do mesmo lado da molécula.
- trans: quando os ligantes de maior massa não se situam do mesmo lado da molécula.



Cis Trans

Isomeria geométrica em alcenos.



Cis Trans

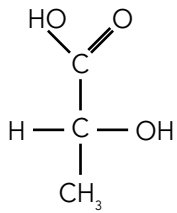
Isomeria geométrica em cicloalcanos.

***Isomeria óptica*:** os isômeros são compostos assimétricos (quirais) que desviam diferentemente a luz polarizada. Uma molécula será assimétrica ou quiral se possuir carbono assimétrico ou quiral (átomo de carbono que possui quatro ligantes diferentes).

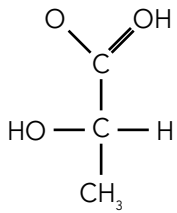
Os isômeros ópticos podem ser separados em dois grupos, os *levógiros* e os *dextrógiros*.

***Levógiros* (*l* ou -):** são os isômeros que desviam a luz polarizada para a *esquerda*.

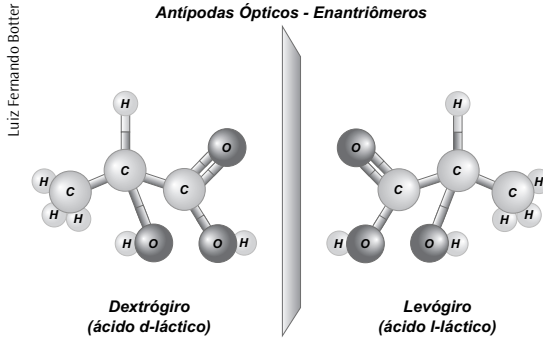
***Dextrógiros* (*d* ou +):** são os isômeros que desviam a luz polarizada para a *direita*.



Ácido 2-hidroxi-propanoico dextrógiro



Ácido 2-hidroxi-propanoico levógiro



Mistura racêmica.

A mistura equimolar dos isômeros dextrógiro e levógiro é denominada *mistura racêmica*. Os isômeros ópticos podem ainda ser denominados de *antípodas ópticos*, *enantiômeros* ou *enantiomorfos*.

Teste seu saber

1. Um dos isômeros do ciclobutano é o:

a) 1-butino.
b) 2-butino.
c) metilpropano.
d) butano.
e) metilciclopropano.

2. (Fuvest) Dados os compostos:

I. $H_3C–CH_2–O–CH_3$.

II. $H_3C–CH_2–CH_2OH$.

III. $H_3C–CH_2CHO$.

IV. $H_3C–CH–CH_3OH$.

São isômeras somente as substâncias de fórmulas:

a) I e II. b) I e III. c) II e IV.
d) I, II e IV. e) II, III e IV.

3. **(ITA) Um alcano pode ser isômero de:**

a) um alceno com o mesmo número de átomos de carbono.

b) um ciclano com a mesma fórmula estrutural.

c) outro alcano de mesma fórmula molecular.

d) um alcino com apenas uma ligação tripla.

e) um alcadieno com o mesmo número de átomos de hidrogênio.

4. **(Vunesp) Considerando-se a posição dos grupos -CH_3 no anel aromático, o dimetilbenzeno possui:**

a) 10 isômeros.

b) 6 isômeros.

c) 5 isômeros.

d) 3 isômeros.

e) 2 isômeros.

5. **A isomeria plana de isômeros de mesma função orgânica e com cadeia carbônica heterogênea denomina-se:**

a) isomeria de compensação.

b) isomeria de posição.

c) isomeria de função.

d) isomeria de cadeia.

e) tautomeria.

6. **(UFF) Assinale a opção que indica o tipo de isomeria entre os compostos $CH_3(CH_2)_2CONH_2$, $CH_3CH_2CONHCH_3$ e $CH_3CONHCH_2CH_3$.**

a) Geométrica.

b) Tautomeria.

c) Óptica.

d) Metameria.

e) Funcional.

7. **(Covest) Indique a alternativa que expressa o tipo de isomeria existente entre os compostos $CH_3CH_2OCH_2CH_3$ e $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$.**

a) Compensação.

b) Posição.

c) Cadeia.

d) Ótica.

e) Função.

8. **(PUC-MG) "A 4-metil-2-pentanona é usada como solvente, na produção de tintas, ataca o sistema nervoso central, irrita os olhos e provoca dor de cabeça."**

Globo Ciência, maio 1997

O composto considerado é isômero funcional de:

a) 1-hexanol.
b) hexanal.
c) 4-metilbutanal.
d) 4-metil-1pentanol.
e) propanona.

9. **A propanona e o isopropenol exemplificam um caso de isomeria:**

a) de cadeia.
b) de metameria.
c) de função.
d) de tautomeria.
e) cis-trans.

10. **(UPE) Analise o equilíbrio representado pela seguinte equação química:**

$H_3C–CHOH_2C=CH_2O$.

Em relação ao conceito de isomeria, é verdadeiro afirmar que o equilíbrio:

a) não exemplifica caso de isomeria.
b) exemplifica um caso de isomeria de cadeia entre alcenos.
c) apenas evidencia a mudança da fórmula estrutural do etanal para a cetona.
d) evidencia um caso particular de isomeria funcional conhecido com o nome de tautomeria.
e) evidencia tão somente o efeito ressonante entre álcoois insaturados.

11. **Apresenta isomeria cis-trans:**

a) 1-buteno.
b) 2-metil-2-buteno.
c) 2,3-dimetil-2-buteno.
d) 1,1-dimetil-ciclobutano.
e) 1,2-dimetil-ciclobutano.

12. **(Ufes) Apresentam isomeria geométrica:**

a) 1-butanol e éter etílico.
b) 1-buteno e 2-buteno.
c) 1-penteno e ciclopentano.
d) acetato de etila e propionato de metila.
e) ácido maleico e ácido fumárico.

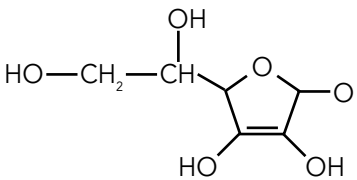
13. **(Uesc) Admite isomeria geométrica o alceno:**

a) 2,3-dimetil-2-penteno.
b) 1-penteno.
c) 3-metil-3-hexeno.
d) eteno.
e) 4-etil-3-metil-3-hexeno.

14. **Para que uma espécie química tenha isômeros ópticos, é necessário que sua molécula apresente:**

a) um plano de simetria.
b) estrutura planar.
c) pelo menos dois átomos de carbono unidos por ligação dupla.
d) assimetria.
e) estrutura tetraédrica.

15. **(Fuvest) A molécula da vitamina C (ácido ascórbico) tem a seguinte fórmula estrutural plana:**

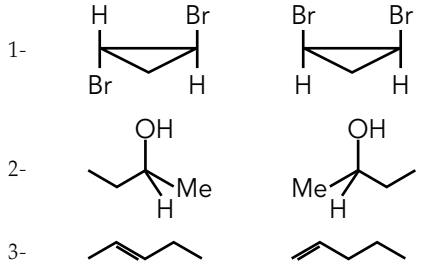


Vitamina C

O número de grupos hidroxila ligados a carbono assimétrico é:

a) 0. b) 1. c) 2.
d) 3. e) 4.

16. (UFRGS) Os pares 1, 2 e 3 correspondem, respectivamente, a:



a) isômeros ópticos, compostos idênticos e isômeros de função.

b) isômeros de posição, enantiômeros e isômeros de cadeia.

c) isômeros de função, diastereoisômeros e isômeros de posição.

d) isômeros de cadeia, compostos idênticos e isômeros de função.

e) isômeros geométricos, enantiômeros e isômeros de posição.

17. (ITA) Considere os seguintes compostos orgânicos:

I. 2-clorobutano.

II. bromoclorometano.

III. 2,3-dicloropentano.

IV. 1,2,4-tricloropentano.

Assinale a opção que apresenta as quantidades corretas de carbonos quirais nos respectivos compostos apresentados:

a) 0 em I; 1 em II; 2 em III; 3 em IV.

b) 1 em I; 0 em II; 2 em III; 2 em IV.

c) 0 em I; 0 em II; 1 em III; 3 em IV.

d) 1 em I; 1 em II; 1 em III; 2 em IV.

e) 1 em I; 0 em II; 1 em III; 2 em IV.

18. (UFRGS) Na natureza existem produtos que, pela modificação da disposição relativa dos ligantes de um centro quiral (carbono assimétrico), apresentam propriedades organolépticas diferentes. Um exemplo é observado no limoneno, encontrado em óleos essenciais,

em que um dos isômeros apresenta sabor de laranja, e o outro, de limão. Pode-se afirmar que esses compostos são isômeros:

a) geométricos.

b) ópticos.

c) de posição.

d) de cadeia.

e) de função.

19. **(PUC-PR) Alguns compostos orgânicos podem apresentar mais de um tipo de isomeria; por exemplo, isomeria espacial do tipo cis-trans e óptica. Qual dos compostos a seguir apresenta essa propriedade?**

a) 2-penteno.

b) 4-metil-2-pentino.

c) 2,4-dicloropentano.

d) 2,4-dimetil-2-penteno.

e) 2,4-dicloro-2-penteno.

20. **(FGV-SP) São feitas as seguintes afirmações sobre o composto de nome sistemático 3,5-dimetil-hepta-2-eno.**

I. A sua fórmula molecular é C_9H_{18}.

II. Apresenta um átomo de carbono com arranjo trigonal planar.

III. Apresenta dois isômeros ópticos.

IV. Apresenta isomeria geométrica.

São corretas as afirmações contidas apenas em:

a) II e III. b) III e IV. c) I, II e III.
d) I, II e IV. e) I, III e IV.

21. **(UPE) Sobre a isomeria, analise as seguintes afirmativas e assinale a verdadeira.**

a) Na isomeria de cadeia, a classe funcional a que pertencem os isômeros é diferente.

b) Duas substâncias que formam um par tal que uma é imagem especular da outra são denominadas de quirais.

c) As propriedades físicas de duas substâncias enantiômeras são iguais, exceto o desvio que elas produzem no plano da luz polarizada.

d) Os diastereoisômeros são isômeros enantiomorfos, que apresentam propriedades físicas e químicas iguais.

e) A mistura racêmica é uma mistura equimolar, opticamente ativa, formada exclusivamente por isômeros que apresentam a mesma massa molar.

22. **(FURG) "Há 4,5 bilhões de anos, a nuvem que deu origem ao sistema solar foi bombardeada por estranhos raios ultravioleta, que viajavam em espiral, a chamada radiação circular polarizada. Ao se chocar com aminoácidos existentes pelo caminho, esses raios eliminaram metade deles, justamente os aminoácidos destros. Alguns bilhões de anos depois, as moléculas restantes, que eram canhotas, deram origem aos organismos terrestres."**

A partir do texto conclui-se que, atualmente, existem na natureza apenas aminoácidos:

a) dextrógiros.

b) canhotos e destros.

c) com carbono assimétrico.

d) destros com carbono assimétrico.

e) levógiros.

23. **(UPE) Entre os compostos de fórmula geral C_nH_{2n+2}, o mais simples e que apresenta isomeria óptica é:**

a) pentano.

b) 2,3-dimetilbutano.

c) 2-metil-3-etilpenteno.

d) 3-metil-hexano.

e) 5-metilpentano.

24. **(PUC-SP) Os alcanos apresentam entre si somente isomerias:**

a) de cadeia e óptica.

b) de cadeia e funcional.

c) de posição e geométrica.

d) geométrica e óptica.

e) funcional e óptica.

25. **(Fuvest) O 3-cloro-1,2-propanodiol existe na forma de dois compostos. Um deles é tóxico e o outro tem atividade anticoncepcional. As moléculas de um desses compostos:**

a) têm um grupo hidroxila, e as do outro têm dois grupos hidroxila.
b) têm um átomo de carbono assimétrico, e as do outro têm dois átomos de carbono assimétricos.
c) têm três átomos de cloro ligados ao mesmo átomo de carbono, e as do outro têm três átomos de cloro ligados a átomos de carbono diferentes.
d) são imagens especulares não superponíveis das moléculas do outro.
e) têm estruturas cis, e as do outro têm a estrutura trans.

26. **(UFF) Dos compostos a seguir, os que apresentam atividade óptica são:**

I. 1-bromo-1-cloroetano;
II. 1-bromo-2-cloroetano;
III. 1-bromo-1,2-dicloroetano;
IV. 1-bromo-1,1-dicloroetano;
V. 2-bromo-1,1-dicloroetano.

a) IV e V.
b) III e IV.
c) II e III.
d) I e III.
e) I e I.

27. **(Unimep-SP) O 1,3-diclorociclobutano:**

a) apresenta isomeria espacial somente óptica.
b) apresenta isomeria espacial somente cis-trans.
c) não apresenta isomeria espacial.
d) não apresenta isomeria óptica.
e) apresenta isomeria espacial cis-trans e óptica.

28. **(UEPB) Analise as proposições e escreva V ou F, conforme sejam verdadeiras ou falsas, respectivamente.**

( ) Toda primeira ligação entre dois átomos de carbono ocorre sempre com orbitais contidos ao longo do mesmo eixo e será sempre denominada ligação sigma.

( ) Nos átomos de carbono presentes na acetona, existem dois tipos de hibridização: sp^3 e sp^2.

( ) As substâncias etanoato de etila e ácido butanoico são isômeros de função.

( ) A única maneira de saber se um isômero óptico é dextrógiro (d) ou levógiro (l) consiste em utilizar um polarímetro, pois pela simples análise da fórmula estrutural do isômero não se pode obter tal informação.

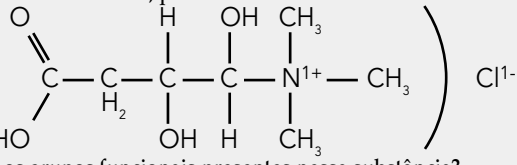
( ) Os compostos cíclicos, assim como os alifáticos saturados, podem apresentar isomeria geométrica.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta:

a) F, V, F, V, F.
b) F, F, V, V, V.
c) F, V, V, V, F.
d) V, V, V, V, F.
e) V, F, V, F, F.

Descomplicando a Química

A antopleurina, um feromônio liberado na água pela anêmona-do-mar ao ser molestada, possui fórmula:



Quais os grupos funcionais presentes nessa substância?

Indique o número de isômeros opticamente ativos, de misturas racêmicas e de diastereômeros que a antopleurina possui.

Resolução:

A substância possui os grupos funcionais ácido carboxílico, álcool e sal quaternário de amônio.

A antopleurina apresenta dois átomos de carbonos assimétricos diferentes. Assim, o número de isômeros opticamente ativos (IOA) será:

$IOA = 2^n$, com $n = 2$.

$IOA = 2^2 = 4$ isômeros, sendo dois dextrógiros e dois levógiros.

O número de misturas racêmicas é igual à metade do número de isômeros opticamente ativos; portanto, são duas misturas racêmicas (inativas).

Também possui quatro pares de compostos diastereômeros (que não formam misturas racêmicas).

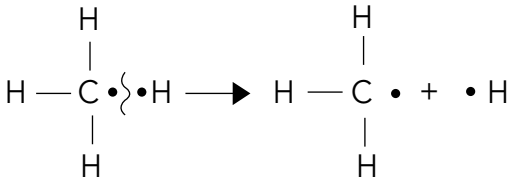
26 Reações orgânicas

As reações orgânicas podem ser classificadas de várias maneiras. Entre os diversos tipos de reações temos, por exemplo:

- Reações de adição: neste tipo de reação temos, em regra, a união de duas ou mais moléculas e a formação de um único produto.
- Reações de substituição: um átomo ou grupo de átomos é substituído por um radical do outro reagente.
- Reações de eliminação: ocorre uma diminuição na quantidade de átomos na molécula do reagente orgânico.

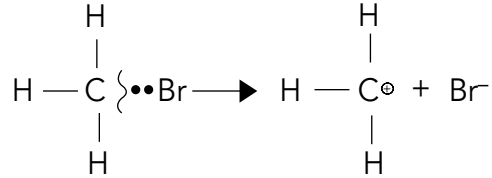
Para que haja uma reação química, é necessário o fornecimento de energia. No caso de compostos orgânicos, por serem essencialmente moleculares, a ligação rompida tem caráter covalente, e a cisão de uma ligação pode ocorrer de duas formas:

- Cisão homolítica: o rompimento da ligação covalente ocorre de forma que os átomos envolvidos no compartilhamento de elétrons não sofrem perda de seus elétrons; formam-se estruturas denominadas radicais, espécies eletricamente neutras que apresentam uma valência livre (um elétron livre, não compartilhado).

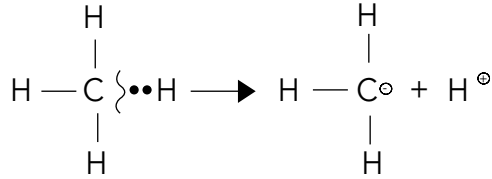


radical livre

▪ Cisão heterolítica: no rompimento da ligação, o par de elétrons compartilhado permanece com um dos átomos; há formação de carbocátion ou de carbânion.

a) 

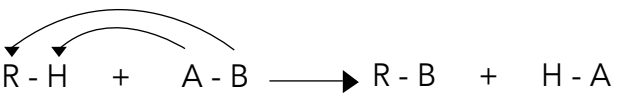
carbocátion

b) 

carbânion

Reações de substituição

As principais reações de substituição são: halogenação, nitração, sulfonação, alquilação e acilação. Ocorrem segundo o mecanismo:



onde R–H representa um hidrocarboneto que pode ser: alcano, aromático ou cicloalcano de cinco ou mais carbonos.

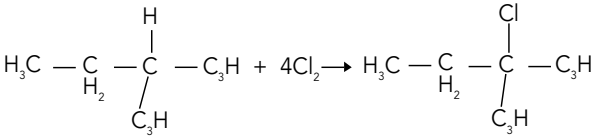
Halogenação

A substituição de um H por halogênio é denominada halogenação. Pode ser citada especificamente: cloração, bromação etc. O flúor (F_2) é o mais reativo, e o iodo (I_2), o menos reativo.

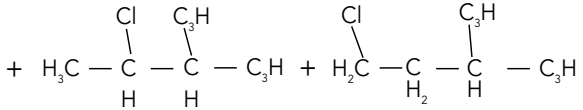
A) Halogenação de Alcanos

Alcanos tendem a dar reações de substituição. O mecanismo da reação é por cisão homolítica; as condições para ocorrência da reação são: luz de frequência adequada ou aquecimento.

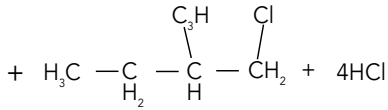
A substituição de um átomo de hidrogênio por cloro pode gerar mais de um composto:



2-cloro-2-metilbutano
(Produto principal)



3-metil-2-clorobutano 3-metil-1-clorobutano

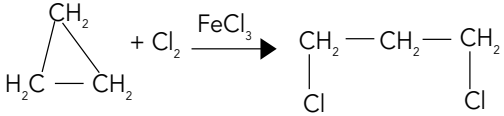


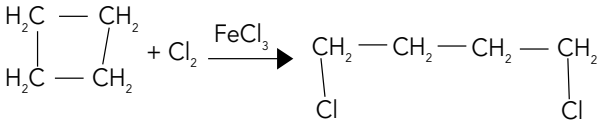
2-metil-1-clorobutanato

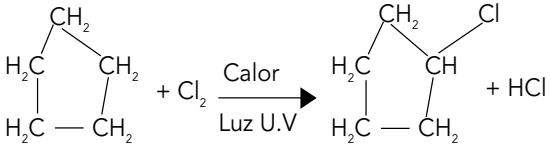
Experimentalmente, verifica-se que o 2-cloro-2-metilbutano ocorre em maior proporção. Como regra, a facilidade de saída do H é maior no carbono terciário e menor no carbono primário:

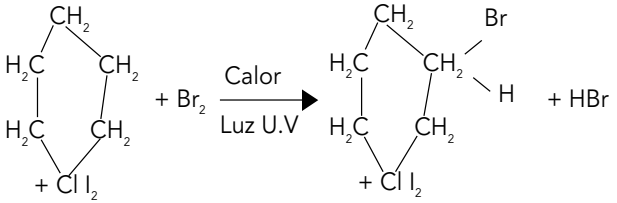
facilidade de saída do H

B) Halogenação de Cicloalcanos



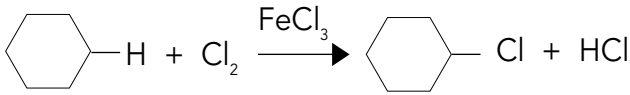






Nas mesmas condições, em anéis com mais de 4 carbonos ocorre preferencialmente uma reação de substituição, decorrente de uma diminuição da tensão dos ciclos (teoria das tensões de Baeyer).

C) Halogenação de Aromáticos

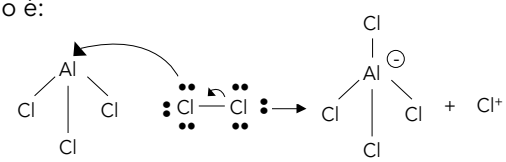


benzeno

clorobenzeno
(cloreto de fenila)

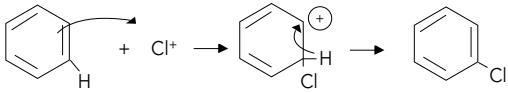
A substituição em aromáticos é eletrófila. Há a necessidade de um catalisador ($AlCl_3$, $FeBr_3$) que atua na formação do eletrófilo (E^+), e este, por sua vez, atacará o anel benzênico. Quem será atacado será o reagente eletrófilo (E^+), espécie deficitária em elétrons, pelos elétrons π do aromático (substrato).

Na cloração do benzeno, E+ = Cl+, e o mecanismo da reação é:



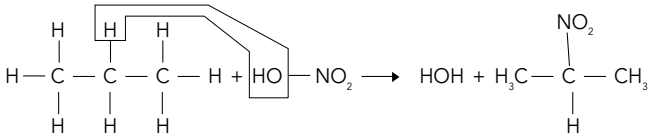
Ataque da nuvem pi ao eletrófilo e formação do carbocátion

Desprotonação



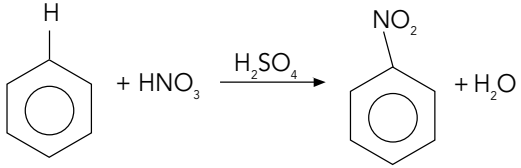
Cloro benzeno

Nitração (reação com ácido nítrico)

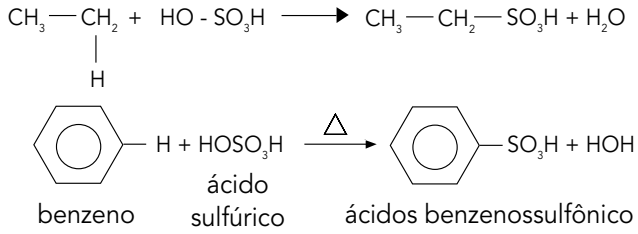


Propano

2-nitro-propano

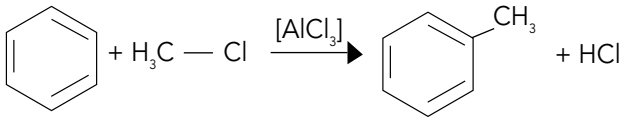


Sulfonação (reação com ácido sulfúrico)



Alquilação de Friedel-Crafts

Reação de substituição eletrófila que ocorre entre um composto aromático e um haleto orgânico.



Descomplicando a Química

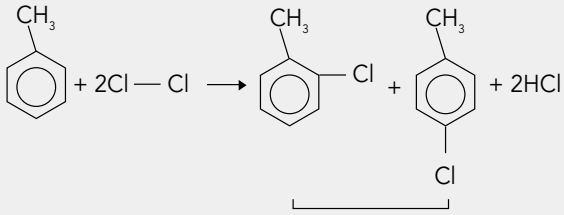
Dirigência em aromáticos

As reações de substituição no anel benzênico são relativamente simples, uma vez que os hidrogênios do composto aromático são idênticos. A presença, no entanto, de um substituinte no anel aromático — como nitrobenzeno, clorobenzeno e tantos outros compostos — influencia diferentemente os demais hidrogênios anexados ao anel. Assim, existem dois tipos de grupos: ortoparadirigentes e metadirigentes.

Grupos ortoparadirigentes: apresentam um único átomo ou um grupo de átomos unidos somente por ligações simples. Eis alguns deles:

Continua...

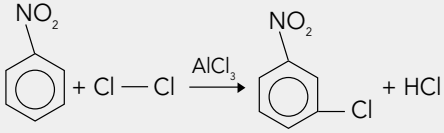
F; -Cl; -Br; -I; -CH_3; -CH_2–CH_3; -OCH_3; -OH; -NH_2



Radical metil: um grupo ortoparadirigente, levando à formação de dois compostos.

Grupos metadirigentes: apresentam, em sua estrutura, pelo menos uma ligação dupla, tripla ou dativa. Eis alguns deles:

-CN; -CHO; -COOH; -SO_3H; -NO_{2-}



Nitrobenzeno: um grupo metadirigente.

Esta análise serve não só para alquilações e acilações, como para qualquer reação de substituição em aromáticos.

Reações de adição

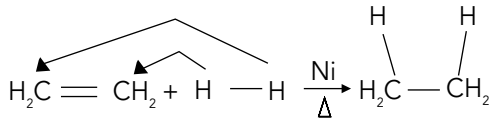
As reações de adição são caracterizadas pela quebra de ligações entre carbonos. São reações características de cicloalcanos de três e quatro átomos de carbonos, alcenos, alcinos e dienos.

Adição a alcenos

Adição de H_2 (hidrogenação catalítica)

Catalisadores: Ni, Pd ou Pt.

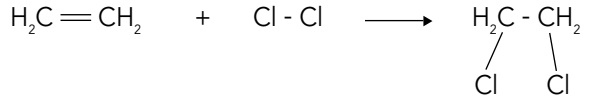
A hidrogenação catalítica é também conhecida como reação de Sabatier-Sanderens.



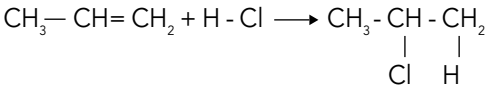
A hidrogenação de alcenos gera alcanos.

Adição de halogênios

Formação de di-haleto vicinal.



Adição de haletos de hidrogênio (HX)



propeno — cloreto de isopropila

Regra de Markovnikov

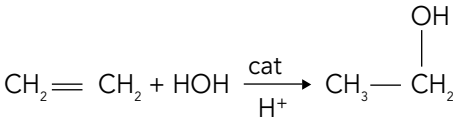
A adição de HX (X = halogênio) a um alceno segue a regra de Markovnikov:

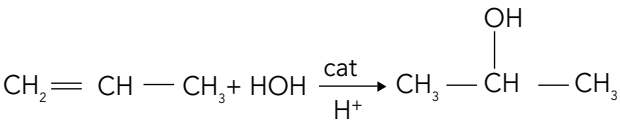
Na adição de HX a uma ligação dupla, o átomo de H se adiciona preferencialmente ao carbono mais hidrogenado.

Há a possibilidade da adição antimarkovnikov, conhecida também como regra de Karash: neste caso, a reação deve ser executada na presença de peróxido e de luz.

Adição de água

Também segue a regra de Markovnikov.

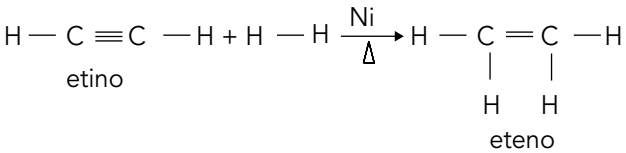




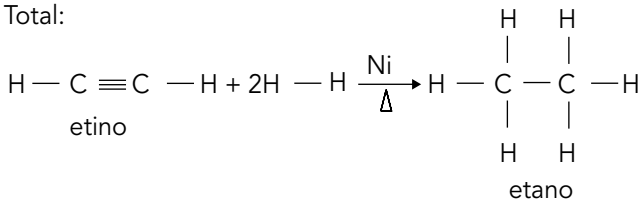
Adição a alcinos

Adição de H_2 (hidrogenação catalítica)

Parcial:

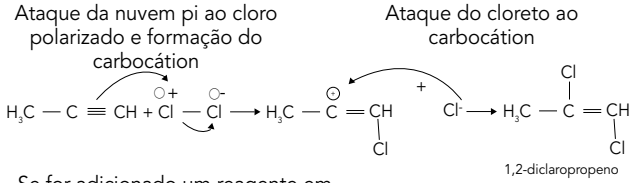


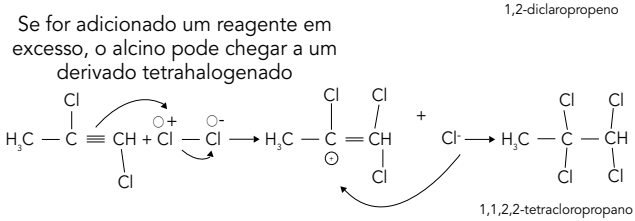
Total:



A hidrogenação de alcinos gera alcenos e, na sequência, alcanos.

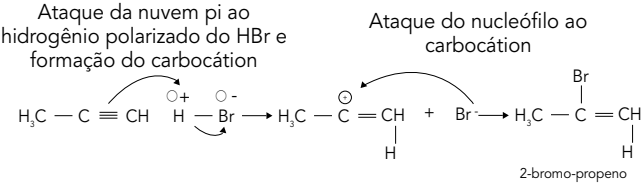
Adição de halogênios

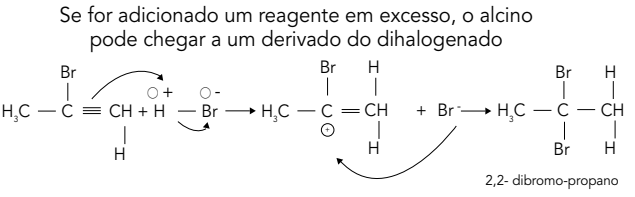




Adição de haletos de hidrogênio (HX)

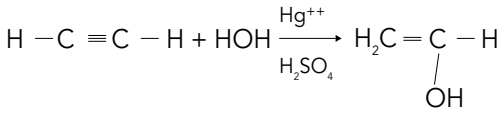
A regra de Markovnikov direciona a reação. Há formação de um di-haleto geminal.


Ataque da nuvem pi ao hidrogênio polarizado do HBr e formação do carbocátion
Ataque do nucleófilo ao carbocátion
2-bromo-propeno



Adição de água

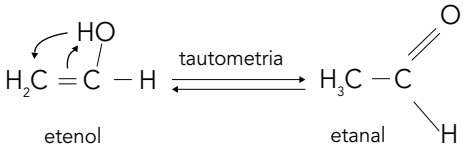
Também segue a regra de Markovnikov.



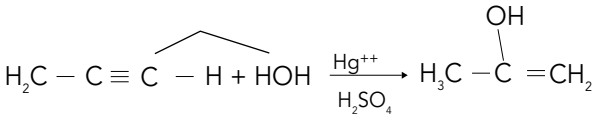
etino
(acetileno)

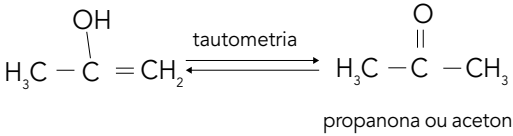
etenol ou enol comum

Na hidratação do alcino, a segunda hidratação não acontece, pois ocorre a formação do enol que, imediatamente, se transforma em aldeído ou cetona, dependendo do alcino de partida, estabelecendo um equilíbrio (tautometria).



etenol — etanal



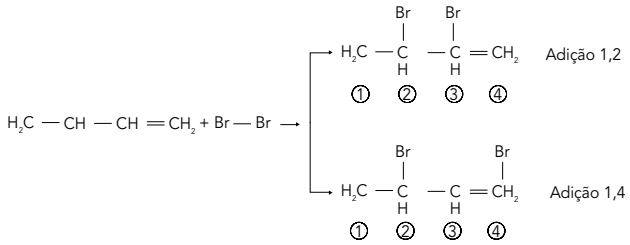


propanona ou acetona

Adição a dienos

Nas reações de adição, dienos acumulados e dienos isolados comportam-se como alcenos, podendo sofrer adição em uma ou em ambas as duplas, dependendo da proporção entre os reagentes.

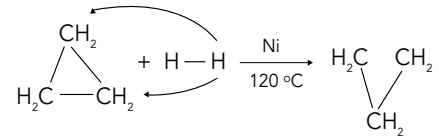
Dienos conjugados podem sofrer adição 1,2 (adição normal) ou adição 1,4 (adição conjugada). Na prática, costuma-se obter uma mistura dos dois produtos.



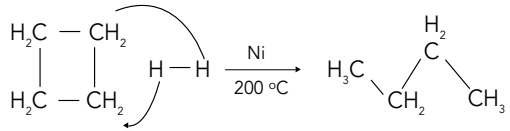
Adição a cicloalcanos

Adição de H_2 (hidrogenação catalítica)

A hidrogenação de anéis do ciclopropano e do ciclobutano leva a compostos de cadeia aberta. A hidrogenação de cicloalcanos maiores não ocorre.

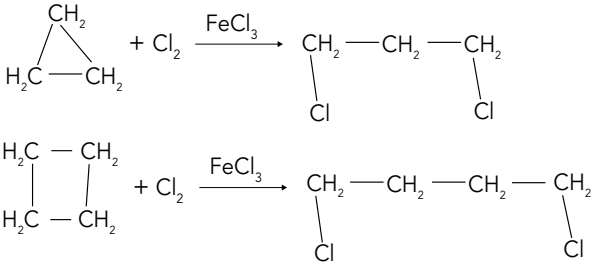


Ciclopropano — Propano



Ciclobutano — Butano

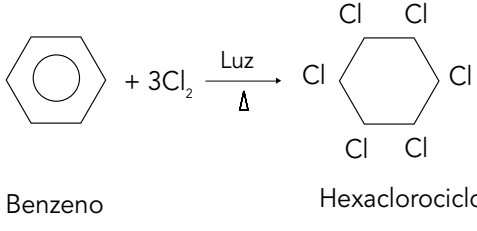
As reações de halogenação e de adição de HX ocorrem da mesma forma que a hidratação.



Cicloalcanos de três e quatro carbonos tendem a sofrer reações de adição. Cicloalcanos de cinco e seis carbonos tendem a sofrer reações de substituição.

Adição a aromáticos

Devido ao fenômeno da ressonância, os aromáticos possuem forte tendência a sofrer reações de substituição. No entanto, em condições enérgicas, podem sofrer reação de adição, como hidrogenação (uso de catalisador acompanhado de temperatura e pressão altas) ou halogenação (luz e aquecimento), que pode ser parcial ou total, dependendo da proporção entre os reagentes.



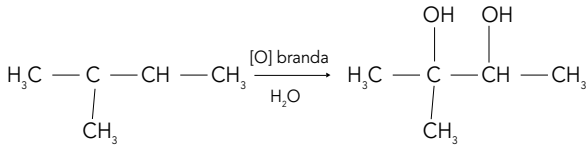
Cloração do benzeno.

Reações de oxidorredução

Oxidação de alcenos

Oxidação branda

Usa-se $KMnO_4$ diluído a frio, em meio neutro ou levemente ácido. Há formação de um diálcool vicinal e água.

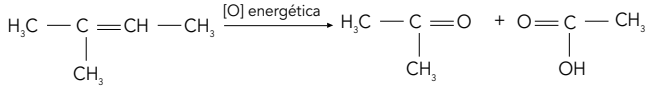


Alceno
(2-metil-buteno)

Diálcool (Álcool; 2-metil-2,3-Butanodiol)

Oxidação enérgica

Usa-se $KMnO_4$ (ou $K_2Cr_2O_7$) concentrado em meio ácido com aquecimento. Há rompimento da ligação dupla, podendo formar cetona e aldeído. Este último pode sofrer oxidação a ácido carboxílico.



Alceno
(2-metil-buteno)

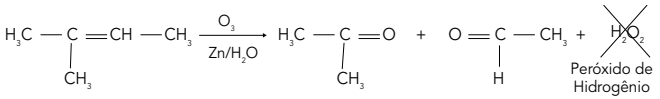
Cetona
(propana)

Ácido Carboxílico
(ácido etanoico)

Quando a dupla encontra-se na ponta da cadeia, há formação de H_2CO_3, que se decompõe em gás carbônico e água.

Ozonólise

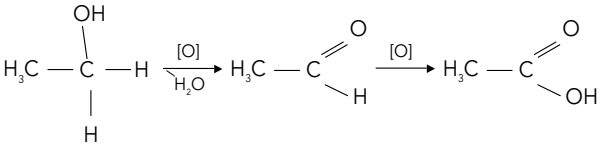
A reação é feita em meio aquoso e na presença de pó de zinco (necessário para "destruir " o H_2O_2 formado, para que não reaja com o aldeído e cetonas).



Alceno (2-metil-buteno) | Cetona (Propanona) | Ácido Carboxílico (Ácido etanoico)

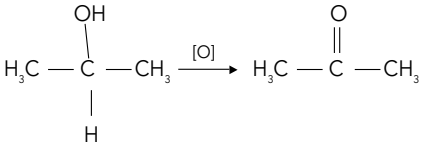
Oxidação de alcoóis e redução de compostos carbonílicos

A oxidação de álcool primário resulta em aldeído, um intermediário que é oxidado a ácido carboxílico.



Álcool Primário (Etanol) | Aldeído (Etanal) | Ácido Carboxílico (Ácido Etanoico)

A oxidação de álcool secundário resulta em cetona.

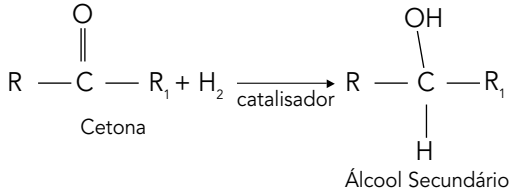


Álcool Secundário (propanol-2) | Cetona (Propanona)

Alcoóis terciários não sofrem oxidação.

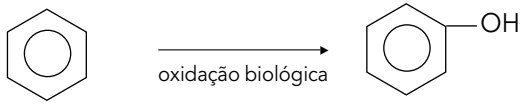
As reações de redução são reações inversas às oxidações. Assim, a redução de um ácido carboxílico gera um aldeído e, a seguir, um álcool primário.

A redução de uma cetona gera um álcool secundário.



Oxidação de compostos aromáticos

A oxidação do anel benzênico é muito difícil, em função da ressonância. Quando ocorre, como em processos biológicos, normalmente o produto é um fenol.

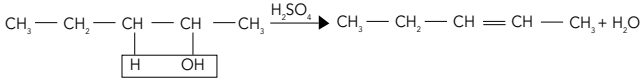


Compostos aromáticos substituídos por radicais alquila podem sofrer reações em suas cadeias laterais.

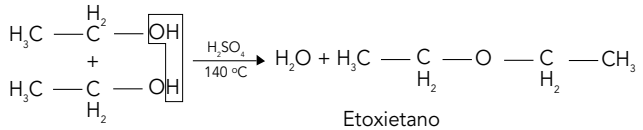
Outras reações

Desidratação de alcoóis

Desidratação intramolecular: realizada com ácido sulfúrico concentrado a 170°C, gera um alceno.

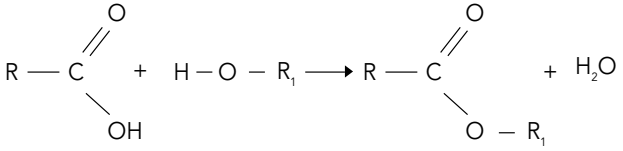


Desidratação intermolecular: realizada com ácido sulfúrico concentrado a 170°C, gera um éter e água.



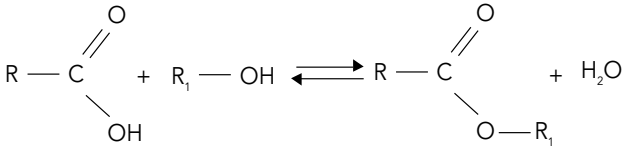
Esterificação, hidrólise e transesterificação

A reação de ácido e álcool, denominada esterificação, produz éster e água.

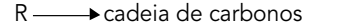


ácido álcool éster

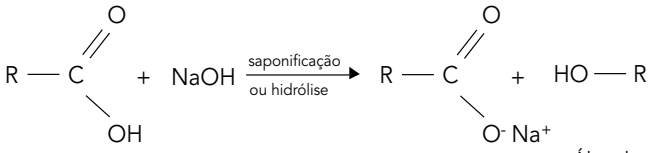
A reação inversa é a hidrólise do éster, normalmente catalisada por ácido. Comumente se escreve:



ácido carboxílico álcool éster água

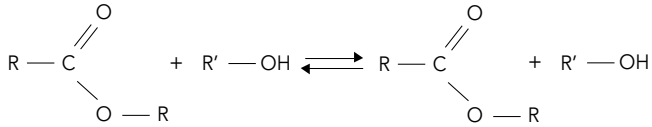


A hidrólise alcalina também pode ocorrer, mas, neste caso, forma-se um sal:



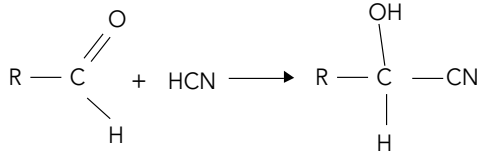
éster hidróxido de sódio Carboxilato de sódio Álcool

A transesterificação consiste na reação de um éster e um álcool, com produção de novo éster e novo álcool; usada para produção de biodísel.



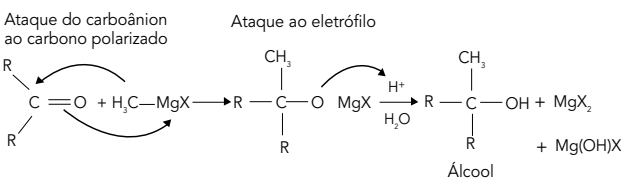
Reação de alcoóis com haletos orgânicos

Reação de aldeído/cetona com HCN



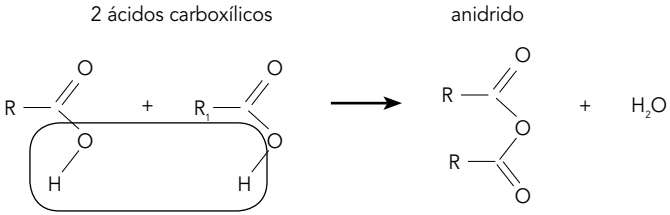
Reação com compostos de Grignard

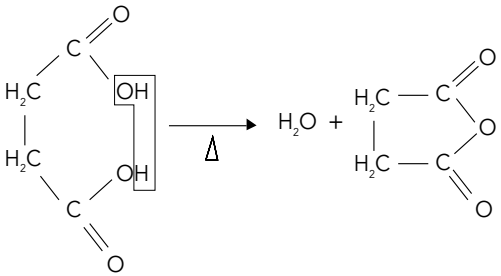
Aldeídos e cetonas reagem com compostos de Grignard (R–MgX), originando um composto intermediário que hidrolisa e dá origem a um álcool. De modo geral:



Reação de desidratação de ácidos carboxílicos

Ocorre formação de anidridos.





Obtenção de aminas

Reação de haletos orgânicos com amônia:

$$R{-}X + NH_3 \longrightarrow R{-}NH_2 + HX$$

Redução de nitrilas:

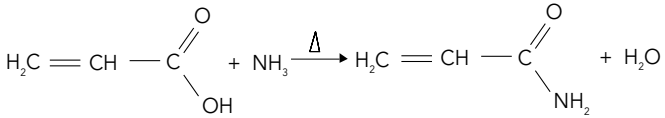
$$R{-}CN + 2\,H_2 \longrightarrow R{-}CH_2{-}NH_2$$

Redução de nitrocompostos:

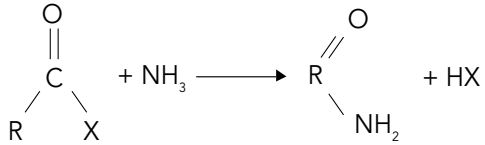
$$R{-}NO_2 + 3H_2 \longrightarrow R{-}NH_2 + 2H_2O$$

Obtenção de amidas

Reação de ácido carboxílico com amônia:



Reação de haleto de ácido com amônia:



TESTE SEU SABER

1. **O fenol (C_6H_5OH) é encontrado na urina de pessoas expostas a ambientes poluídos por benzeno (C_6H_6). Na transformação do benzeno em fenol ocorre:**

a) substituição no anel aromático.
b) quebra na cadeia carbônica.
c) rearranjo no anel aromático.
d) formação de ciclano.
e) polimerização.

2. **(Fesp) Quantos derivados monobromados se obtêm durante a bromação do 2-metilpentano?**

a) 1.
b) 2.
c) 3.
d) 4.
e) 5.

3. **(Inatel-MG) Pretende-se fazer cloração do propano, C_3H_8. Qual o produto obtido (haleto) em maior quantidade?**

a) Cloreto de n-propila.
b) 1-cloropropano.
c) Cloreto de isopropila.
d) A reação não ocorre.
e) A reação ocorre, mas não se obtém haleto.

4. **(FCC-CE) Numa reação de 2-metilbutano com $Cl_2(g)$, ocorreu substituição de hidrogênio. Qual o composto clorado obtido em maior quantidade?**

a) 1,2,3-tricloropentano.
b) 1-cloro-2-metilbutano.
c) 1-cloro-3-metilbutano.
d) 2-cloro-2-metilbutano.
e) 2,2-dicloropentano.

5. **O grupo amino ($–NH_2$), ligado ao anel benzênico, nas reações de substituição aromática, é orientador:**

a) apenas orto.
b) meta e para.
c) apenas meta.
d) orto e meta.
e) orto e para.

6. **(UFBA) Das alternativas a seguir, a que contém somente grupos orientadores meta é:**

a) $–NO_2$, –Cl, –Br.
b) $–CF_3$, $–NO_2$, –COOH.
c) –CHO, $–NH_2$, $–CH_3$.
d) $–SO_3H$, $–NO_2$, –COOH.
e) $–CH_3$, –Cl, $–NH_2$.

7. **(UEPG) Quando o ácido benzoico é tratado por cloreto de metila em presença de ácido de Lewis, obtém-se principalmente:**

a) m-metil ácido benzoico.
b) o-metil ácido benzoico.
c) p-metil ácido benzoico.
d) mistura de o-metil ácido benzoico e p-metil ácido benzoico.
e) mistura de o-metil ácido benzoico e m-metil ácido benzoico.

8. **Na hidrogenação catalítica do propeno, obtém-se:**

a) propino, cuja fórmula geral é C_nH_{2n-2}.
b) ciclopropano.
c) propano.
d) propadieno.
e) 2-propanol.

9. Na reação do $H_2C=CH–CH_3$ com HCl, há formação em maior quantidade de:

a) 1-cloropropano.
b) 2-cloropropano.
c) 1,2-dicloropropano.
d) 1,3-dicloropropano.
e) 2,2-dicloropropano.

10. (Fuvest) Dois hidrocarbonetos insaturados, que são isômeros, foram submetidos, separadamente, à hidrogenação catalítica. Cada um deles reagiu com H_2 na proporção, em mols, de 1:1, obtendo-se, em cada caso, um hidrocarboneto de fórmula C_4H_{10}. Os hidrocarbonetos que foram hidrogenados poderiam ser:

a) 1-butino e 1-buteno.
b) 1, 3-butadieno e ciclobutano.
c) 2-buteno e 2-metilpropeno.
d) 2-butino e 1-buteno.
e) 2-buteno e 2-metilpropano.

11. (PUC-RJ) O benzeno, produto altamente tóxico, pode ser transformado em outro composto menos tóxico, que é o ciclo-hexano, através da reação de:

a) oxidação.
b) hidrogenação.
c) nitração.
d) sulfonação.
e) polimerização.

12. (UPE) A reação entre o cloreto de hidrogênio e o 2-metil-2-penteno, origina:

a) 2-cloro-2-metilpentano.
b) 3-cloro-3-metilpentano.
c) 2-cloro-3-metilpentano.
d) 3-cloro-2-metilpentano.
e) 2-cloro-2-metil-etilpentano.

13. (FEI-SP) Qual das substâncias abaixo é produzida pela hidratação do acetileno?

a) Etileno.
b) Etanol.
c) Acetona.
d) Acetaldeído.
e) Ácido acético.

14. (UEPG) O composto propino sofreu hidratação em meio ácido. O principal produto dessa reação é:

a) ácido acético.
b) 2,2-propanodiol.
c) propanaldeído.
d) 2-propanol.
e) propanona.

15. (UFMG) A reação entre um mol de propino e dois mols de bromo, Br2, na ausência de luz ou calor, produz:

a) $CHBr_2–CBr_2–CH_3$.
b) $CH_2Br–CBr_2–CH_2Br$.
c) $CBr_2=CH–CHBr_3$.
d) $CHBr–CBr_2–CHBr_2$.
e) $CHBr_2–CH_2–CH_3$.

16. (UFRN) O produto da reação entre dois mols de HBr e um mol de 1-butino em meio aquoso é:

a) 2-bromo-1-buteno.
b) 1-bromo-1-buteno.
c) 1,1-dibromo-buteno.
d) 2,2-dibromo-butano.
e) 1,2-dibromo-butano.

17. Na desidratação intramolecular do etanol obtém-se:

a) eteno.
b) propeno.
c) etoxietano (éter dietílico).
d) metoximetano (éter dimetílico).
e) 2-buteno.

18. (UFF) As legiões romanas que conquistaram grande parte do mundo eram obrigadas a cobrir longas distâncias, marchando no menor tempo possível. Os soldados levavam em seus equipamentos um saquinho que continha vinho azedo diluído, que era ingerido em pequenos goles durante a marcha. A mistura continha um ácido carboxílico (acético) que, como todo ácido, estimula a salivação,

diminuindo a sensação de sede. Com relação ao ácido acético, é correto afirmar que:

a) seu isômero funcional é o éter dietílico.
b) é um ácido carboxílico fraco e, por esse motivo, sua dissociação é considerada completa.
c) ao reagir com o hidróxido de sódio, produz um sal cujo cátion sofre hidrólise em meio aquoso.
d) a solução aquosa do seu sal de sódio apresenta pH menor que 7.
e) a oxidação do etanol é o método mais utilizado em sua produção.

19. Assinale a opção que corresponde aos produtos orgânicos da oxidação energética do 2-metil-2-penteno.

a) Propanal e propanoico.
b) Butanoico e etanol.
c) Metoximetano e butanal.
d) Propanona e propanoico.
e) Etanoato de metila e butanoico.

20. Dada a reação de oxidação de uma substância orgânica esquematizada, a fórmula molecular de A é:

A + 3[O] ⟶ ácido etanoico + propanona

a) C_5H_{10}.
b) C_5H_6.
c) C_4H_{10}.
d) C_4H_8.
e) C_4H_6.

21. (UPE) A oxidação com permanganato de potássio, em meio ácido, de um composto orgânico A originou como produtos da reação o ácido propanoico e a butanona. A nomenclatura IUPAC do composto orgânico oxidado é:

a) 2-metilpenteno.
b) 1,2,3-trimetil-hexano.
c) 3-metil-3-hexeno.
d) 2-metil-2-penteno.
e) metilbuteno.

22. **(UPE) Um alceno, submetido à ozonólise, origina como produto orgânico somente o C_3H_6O. O alceno em questão é o:**

a) 2-metil-propeno.
b) 1-buteno.
c) 3-hexeno.
d) 2-metil-2-buteno.
e) propeno.

23. **(Fuvest) É possível preparar etileno e éter etílico de acordo com o esquema:**

- **Álcool etílico** $\longrightarrow$ **etileno + substância X**
- **Álcool etílico** $\longrightarrow$ **éter etílico + substância Y**

As substâncias X e Y representam, respectivamente:

a) água e água.
b) hidrogênio e hidrogênio.
c) água e hidrogênio.
d) oxigênio e hidrogênio.
e) oxigênio e água.

24. **Reações de oxidação de alcoóis primários, secundários e aldeídos dão, respectivamente:**

a) cetona, ácido carboxílico e gás carbônico.
b) aldeído, éster e cetona.
c) gás carbônico, cetona e anidrido.
d) ácido carboxílico, cetona e ácido carboxílico.
e) éter, cetona e ácido carboxílico.

25. **Qual o produto da reação entre ácido propanoico e etanol?**

a) Etanoato de propila.
b) Propanoato de etila.
c) Etoxipropano.
d) 2-pentanona.
e) Pentanal.

26. **(UPE) O solvente industrial "etanoato de etila" pode ser quimicamente obtido a partir da reação entre o ácido acético e o:**

a) etano.
b) eteno.

c) 2-buteno.
d) etanol.
e) etanal.

27. **(UPE) Analise as equações químicas a seguir:**

$C_3H_4 + 2HCl \longrightarrow A$
$C_2H_4O + KMnO_4$ (meio ácido) $\longrightarrow B$
$C_2H_5OH + H_2SO_4$(conc) (170 °C) $\longrightarrow C$

As substâncias orgânicas formadas A, B e C têm como nomenclatura IUPAC respectivamente:

a) propan-1-ol, etanol e ácido etanoico.
b) 2,3-diclorobutano, eteno e etanal.
c) 2,2-dicloropropano, ácido etanoico e eteno.
d) cloroetano, etano e etanol.
e) clorometano, ácido etanoico e etino.

27 Polímeros

Polímeros são macromoléculas formadas a partir de unidades estruturais (monômeros) que se repetem, gerando uma estrutura de elevada massa molecular. A esse processo denomina-se polimerização.

Homopolímero e copolímero

Quando um polímero é produzido a partir de um único monômero, ele recebe o nome de polímero natural ou homopolímero. Se mais de um tipo de monômero for utilizado, temos um copolímero.

Termoplásticos, termofixos elastômeros

Os polímeros podem ser classificados segundo suas características mecânicas em termoplásticos, termofixos e elastômeros.

Os termoplásticos podem ser fundidos diversas vezes, podendo até dissolver-se em alguns solventes. Sua reciclagem é possível. São exemplos de termoplásticos: policarbonato (PC), poliuretano (PU), policloreto de vinila (PVC), poliestireno (PS), polipropileno (PP), plexiglas e polietileno tereftalato (PET).

Luiz Fernando Botter

Cobertura em policarbonato.

Os termorrígidos (termofixos) são polímeros rígidos e frágeis; uma vez prontos, não mais se fundem. Seu aquecimento promove decomposição do material antes de sua fusão. São exemplos de termorrígidos: baquelite e poliéster.

Hauntedtoys/Dreamstime

Cabo de panela em baquelite.

Os elastômeros (borracha), classe intermediária entre os termoplásticos e os termorrígidos, não são fundíveis, mas apresentam alta elasticidade. Exemplos: poli-isopreno, Buna S, Buna N (ou perbunan) e Neopreno (ou policloropreno).

Mat Hayward/PhotoXpress

Roupa de surfe ou mergulho em neopreno.

Polímeros de adição e de condensação

Quanto à polimerização, os polímeros podem ser de adição ou de condensação.

Polímeros de adição

São formados por reações de adição de pequenas moléculas (monômero S) entre si, geralmente insaturadas, cujas ligações duplas e triplas são rompidas. Por exemplo:

Polímero	Monômero	Aplicações
Polietileno	Etileno	Baldes, sacos de lixo e de embalagens.
Polipropileno	Propeno	Cadeiras, poltronas e para-choques de automóveis.
Policloreto de vinila	Cloreto de vinila	Tubos para encanamentos hidráulicos.
Isopor ou poliestireno	Estireno	Isolante térmico, talheres e copos descartáveis, mamadeiras. O isopor é o poliestireno expandido com bolhas de gás.
Orlon ou poliacrilonitrila	Acrilonitrila	Lã sintética, agasalhos, cobertores e tapetes.
Plexiglass (Vidro plástico e acrílico)	Metacrilato de metila	Portas e janelas, lentes de óculos.
Teflon ou politetrafluoretileno	Tetrafluoretileno	Revestimento interno de panelas.
Poliacetato de vinila (PVA)	Acetato de vinila	Tintas, gomas de mascar e adesivos.
Policianoacrilato de metila	Cianoacrilato de metila	Adesivos instantâneos.

Continua...

Borracha natural	Isopreno	Pneus, câmara de ar e objetos de borracha em geral.
Neopreno	Cloropreno	Roupas de mergulho, isolação elétrica, correias de ventilador de automóvel e materiais promocionais.
Buna-N	1,3-butadieno e acrilonitrila	Pneus, câmara de ar e objetos de borracha em geral.
Buna-S	1,3-butadieno e estireno	Pneus, câmara de ar e objetos de borracha em geral.

Polímeros de condensação

São materiais obtidos por meio de reações nas quais há eliminação de pequenas moléculas, normalmente água.

Polímero	Monômero	Aplicações
Amido	α-glicose	Alimentos e fabricação do etanol.
Celulose	β-glicose	Papel, algodão e explosivos.
Náilon	1,6-diaminoexano e ácido adípico	Rodas dentadas de engrenagem, peças de maquinário em geral, tecidos, cordas e escovas.
Terilene ou Dacron ®	Etilenoglicol e ácido tereftálico	Tecidos em geral (tergal).

Continua...

Baquelite	Aldeído fórmico e fenol comum	Revestimento de móveis (fórmica), material elétrico, tomadas e interruptores.
Poliuretano	Poliéster ou poliéter e isocianato de p-fenileno	Colchões e travesseiros, isolante térmico e acústico, rodas e carrinho de supermercado.

Náilon, terilene, baquelite e poliuretano são copolímeros, os demais são homopolímeros.

Teste seu saber

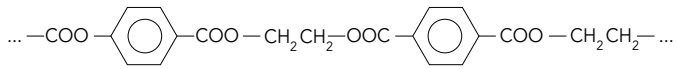
1. **(UPF-RS) Os plásticos constituem uma classe de materiais que confere conforto ao homem. Sob o ponto de vista químico, os plásticos e suas unidades constituintes são, respectivamente:**

a) hidrocarbonetos; peptídios.
b) macromoléculas; ácidos graxos.
c) polímeros; monômeros.
d) polímeros; proteínas.
e) proteínas; aminoácidos.

2. **(UEL) Náilon e borracha sintética podem ser citados como exemplos de:**

a) hidratos de carbono.
b) proteínas.
c) lipídios.
d) polímeros.
e) enzimas.

3. **(UFU) A estrutura de uma seção da molécula da fibra sintética conhecida como Dacron pode ser representada por:**



O Dacron é um(a):
a) poliálcool.
b) poliamida.
c) poliéter.
d) poliéster.
e) poliolefina.

4. (Aman) Considerando os seguintes tipos de polímeros:
I. polímero de adição;
II. polímero de condensação;
III. copolímero de adição;
IV. copolímero de condensação.
Podemos afirmar que o polímero poliacrilonitrila (Orlon) e o náilon são, respectivamente:
a) ambos do tipo I.
b) II e III.
c) I e IV.
d) II e IV.
e) ambos do tipo III.

5. (Unisinos) Polímeros (do grego poli, "muitas", meros, "partes") são compostos naturais ou artificiais formados por macromoléculas que, por sua vez, são constituídas por unidades estruturais repetitivas, denominadas ____. Assim, entre outros exemplos, podemos citar que o amido é um polímero originado a partir da glicose, que o polietileno se obtém do etileno, que a borracha natural, extraída da espécie vegetal Hevea brasiliensis (seringueira), tem como unidade o ____ e que o polipropileno é resultado da polimerização do ____.

As lacunas são preenchidas, correta e respectivamente, por:
a) elastômeros, estirenos e propeno.
b) monômeros, isopreno e propeno.
c) anômeros, cloropreno e neopreno.
d) monômeros, propeno e isopreno.
e) elastômeros, eritreno e isopreno.

6. "[...] Plásticos foram descobertos no século passado, mas o primeiro completamente sintético a ser comercializado foi o baquelite, inven-

tado em 1910. [...] Foi em 1922 que o alemão Hermann Staudinger descobriu que substâncias como a borracha eram formadas por cadeias de moléculas, chamadas por ele de macromoléculas. Estava descoberto o polímero."

O Estado de S. Paulo

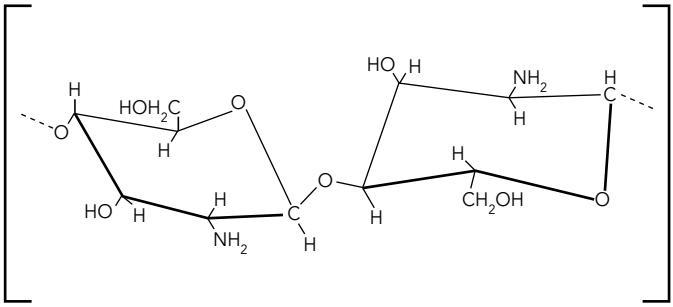
Assinale a alternativa que relaciona polímeros que contenham halogênios em sua estrutura.

a) Polietileno e polipropileno.
b) Náilon e Dacron.
c) Baquelite e borracha.
d) PVC e teflon.
e) Amido e proteínas.

7. **(ITA) Nas afirmações a seguir, macromoléculas são relacionadas com o processo conhecido como vulcanização. Assinale a opção que contém a afirmação correta.**

a) O elastômero obtido a partir de butadieno-1,3 e estireno (vinilbenzeno) não se presta à vulcanização.
b) A desvulcanização, ou reciclagem de pneus, se baseia na ação do ácido sulfúrico concentrado, em presença de oxigênio e em temperatura elevada, sobre a borracha vulcanizada.
c) Na vulcanização, os polímeros recebem uma carga de calcário e piche, que os torna resistentes ao calor, sem perda de elasticidade.
d) Os polímeros vulcanizados só serão elásticos se a concentração de agente vulcanizante não for excessiva.
e) Do butadieno-1,3 obtém-se um polímero que, enquanto não for vulcanizado, será termofixo.

8. **(Enem) Duas matérias-primas encontradas em grande quantidade no Rio Grande do Sul, a quitosana, um biopolímero preparado a partir da carapaça, e o poliol, obtido do óleo do grão de soja, são os principais componentes de um novo material para incorporação de partículas ou princípios ativos utilizados no preparo de vários produtos. Esse material apresenta viscosidade semelhante à das substâncias utilizadas atualmente em vários produtos farmacêuticos e cosméticos e fabricadas a partir de polímeros petroquímicos, com vantagem de ser biocompatível e biodegradável. A fórmula estrutural da quitosana está apresentada em seguida.**



Com relação às características do material descrito, pode-se afirmar que:

a) o uso da quitosana é vantajoso devido a suas propriedades, pois não existem mudanças em sua pureza e peso molecular, características dos polímeros, além de todos os seus benefícios ambientais.

b) a quitosana tem em sua constituição grupos amina, pouco reativos e não disponíveis para reações químicas, com vantagens ambientais se comparadas com os produtos petroquímicos.

c) o polímero natural quitosana é de uso vantajoso, pois o produto, constituído por grupos álcool e amina, tem vantagem ambiental se comparado com os polímeros provenientes de materiais petroquímicos.

d) a quitosana é constituída por grupos hidroxila em carbonos terciários e derivados com poliol, dificilmente produzidos, e traz vantagens ambientais se comparadas com os polímeros de produtos petroquímicos.

e) a quitosana é um polímero de baixa massa molecular, e o produto constituído por grupos álcool e amida é vantajoso para aplicações ambientais em comparação com os polímeros petroquímicos.

RESPOSTAS DAS ATIVIDADES

Capítulo 1

1. Sim. Uma vez que eles tinham um problema, propuseram soluções (hipóteses), realizaram experimentos (ensaios) e analisaram os resultados. Dessa forma, alteraram a hipótese original e promoveram novos ensaios até obterem um resultado satisfatório.

2. C

3. O método é denominado método científico. Diante de um problema, a partir dos conhecimentos disponíveis, estabelece-se uma hipótese que é testada. Posteriormente, analisam-se os resultados obtidos, executando-se ajustes, se necessário, ou modificando a hipótese até que se formule uma solução adequada ao problema.

4. E. (Lembre-se de que, mesmo que a água seja aquecida por muito tempo, até que tenha vaporizado totalmente, sempre existirá, ainda, um pouco de vapor de água.)

Capítulo 2

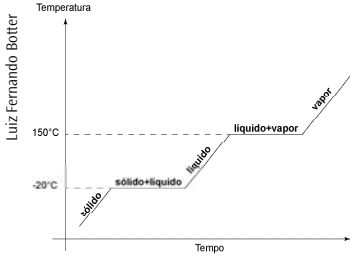
1. Caracteriza-se como sistema fechado todo aquele em não há perda ou saída de matéria.

2. a) homogênea: – 1 fase. b) heterogênea – 2 fases.
c) heterogênea – 3 fases. d) homogênea – 1 fase.
e) heterogênea – 2 fases.

3. A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos. A água é uma substância pura.

4. A hipótese B interpreta melhor os fatos. A hipótese A pode ser contestada, pois, se fosse verdade, a água transporia as paredes do copo a qualquer temperatura, e o nível de líquido no interior do copo diminuiria.

5.



Mudança de estado físico.

6. Primeira etapa: com o auxílio de uma balança, determina-se a massa do corpo. Segunda etapa: colocar o corpo em questão em um recipiente graduado, com um volume de água conhecido. Por ser metálico e maciço, ele irá afundar, deslocando um volume de água. Esse volume de água deslocado pode ser obtido pela diferença entre os volumes inicial e final. Essa diferença corresponde ao volume do corpo. Diante dos valores de massa e volume, divide-se o primeiro pelo segundo, obtendo-se o valor referente à densidade do corpo.

7. a) 600 g. b) 1200 mL.
c) 600 g. d) 1000 mL.
e) O segundo a ser comprado. f) O que foi comprado primeiro.

8. O petróleo possui densidade menor do que a da água.

9. Leve e pesado são termos relacionados às massas dos corpos. O correto seria fazer a afirmação em função da densidade. Comparativamente, entre os dois metais, pode-se dizer que o alumínio é menos denso que o mercúrio, ou que o mercúrio possui densidade maior que o alumínio.

10. A densidade é 0,43 g/cm^3 (aproximadamente), e o corpo flutua em água.

11. 13.800g.

12. Para uma massa constante, podemos dizer que o volume é inversamente proporcional à densidade. Portanto, no problema considerado, o recipiente de menor volume conterá o clorofórmio. O recipiente de maior volume conterá o etanol. A água estará contida no recipiente de volume intermediário.

13. Adiciona-se água aos três recipientes. Teremos um sistema monofásico, referente ao metanol. Os outros dois sistemas serão bifásicos, de modo que a água constituirá a fase inferior quando misturada com o benzeno, e formará a fase superior quando misturada com tetracloreto de carbono.

14. A fração A é o polietileno. A fração B é uma mistura de policloreto de vinila e poliestireno. A fração C é o poliestireno. E a fração D é o policloreto de vinila.

15. O sal.

16. São iguais. A densidade é uma propriedade intensiva e, portanto, não depende da massa nem da forma do corpo.

17. 1.000 mL. A partir da densidade e da massa de gasolina, determina-se o volume desta. O volume da garrafa é o dobro em relação ao volume da gasolina.

18. Flutua, uma vez que a densidade do corpo é 0,5 g/cm^3, menor do que a da água.

19. O volume do corpo é de 125 cm^3, e sua densidade é 3 g/cm^3. Como o alumínio possui densidade 2,7 g/cm^3, o corpo não é de alumínio puro.

20. Nas condições propostas, clorofórmio, etanol e fenol são líquidos; éter etílico e pentano são gasosos.

Capítulo 3

1. Adiciona-se água ao sistema, o que ocasiona a dissolução do sal. Separa-se os dois líquidos, óleo e água com sal, através de uma decantação ou sifonação, retirando-se o óleo. A mistura de água e sal pode ser aquecida, vaporizando-se a água de modo que reste o sal, sólido e puro.

2. A salinização do solo ocorre porque, com a contínua irrigação, à medida que parte da água evapora, os sais ficam impregnados no solo. A água da chuva não provoca a salinização porque não possui significativa quantidade de sais.

3. Adiciona-se água, dissolvendo-se apenas a substância A. Filtra-se. Ao filtrado promove-se uma vaporização da água, recuperando a substância A pura. O resíduo contido no filtro é tratado com acetona. Filtra-se. O resíduo dessa filtração é a substância C. O filtrado pode ser aquecido com a finalidade de vaporizar a acetona. Tem-se, assim, a substância B pura.

4. A

5. C

6. E

7. C

8. Porque o ar atmosférico é uma mistura de gases, por mais "puro" (sem poluição) que seja.

9. É necessário que se promova a destilação da água do mar.

10. A

11. D

12. C

13. A

14. D

15. D.

Capítulo 4

1. Não. Um modelo é adequado a uma época, uma circunstância e um conjunto de conhecimento, satisfazendo as necessidades dessa época. Ele ainda pode ser utilizado modernamente como forma de análise de situações que requerem uma representação mais simples,

que não necessite, por exemplo, de detalhes subatômicos.

2. Modelos atômicos são representações de todo um conjunto de conhecimentos acerca do átomo, já que um átomo de fato não pode ser visto. O átomo tem existência física real; o modelo não tem. Modelos são utilizados para explicar os mais diversos fenômenos físicos e químicos no âmbito do paradigma do conhecimento atual.

3. I. O átomo moderno é divisível, possuindo partículas como prótons, elétrons e nêutrons.

II. Os átomos de um mesmo elemento podem ser diferentes quanto às suas massas. Pode haver variação no número de nêutrons e diz-se, então, que eles são isótopos.

4. Para todo e qualquer átomo, o número de prótons é igual ao número de elétrons.

5. a) $_{19}K^{39}$ e $_{19}K^{40}$. b) $_{20}Ca^{40}$ e $_{19}K^{40}$.
c) $_{20}Ca^{40}$ e $_{19}K^{39}$; $_{11}Na^{23}$ e $_{12}Mg^{24}$. d) $_{19}K^{39}$ e $_{19}K^{40}$.

6.

Elemento	Símbolo	A	Z	p	n	e
Argônio	Ar	40	18	18	22	18
Califórnio	Cf	251	98	98	153	98
Tungstênio	W	184	74	74	110	74
Escândio	Sc	43	21	21	22	21

7. 55 elétrons.

8. a) ordem energética: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^1$

ordem geométrica: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^{10}$, $4s^2$ $4p^6$, $5s^1$

subnível mais energético: 5s

último nível: 5, com 1 elétron

b) ordem energética: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$, $6s^2$, $4f^{12}$

ordem geométrica: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^{10}$, $4s^2$ $4p^6$, $4d^{10}$, $4f^{12}$, $5s^2$, 5p6, $6s^2$

subnível mais energético: 4f

último nível: 6, com 2 elétrons

c) ordem energética: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^4$

ordem geométrica: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^{10}$, $4s^2$ $4p^6$, $4d^{10}$, $5s^2$, $5p^4$

subnível mais energético: 5p

último nível: 5, com 4 elétrons

d) ordem energética: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$, $6s^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^6$, $7s^2$, $5f^9$

ordem geométrica: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^{10}$, $4s^2$ $4p^6$, $4d^{10}$, $4f^{14}$, $5s^2$, $5p^6$, $5d^{10}$, $5f^9$, $6s^2$, $6p^6$, $7s^2$

subnível mais energético: 5f

último nível: 7, com 2 elétrons

9. 51

10. n = 8, l =1, m=+1 e ms = -½.

Capítulo 5

1. D **2.** A
3. C **4.** C
5. C **6.** D
7. C **8.** A
9. A **10.** D
11. D **12.** E
13. B **14.** D
15. B **16.** B
17. C **18.** E
19. A **20.** A
21. A

Capítulo 6

1. E

2. a) H: $1s^1$; S; $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^4$.

b)

3. A **4.** B
5. A **6.** B
7. B
8. a) Li_2O. b) CaS. c) $MgBr_2$. d) BaH_2.
9. B **10.** B
11. C **12.** E
13. E **14.** C
15. A **16.** B **17.** E

Capítulo 7

1. B

2. a) piramidal, polar.
b) tetraédrica, polar.
c) angular, polar.

3. A **4.** E
5. B **6.** D
7. C **8.** C
9. D **10.** D
11. A **12.** B
13. C **14.** E
15. E **16.** D

Capítulo 8

1. B **2.** E
3. B **4.** C
5. D **6.** B
7. B **8.** C
9. D **10.** A
11. D **12.** C
13. C **14.** C
15. E **16.** B
17. D

Capítulo 9

1. Com a contínua irrigação, parte da água evapora, e os sais se acumulam no solo. A água da chuva, por não conter quantidades significativas de sais, não provoca a salinização.

2. a) fosfato de ferro (III) $H_3PO_4 + Fe(OH)_3 \longrightarrow FePO_4 + 3H_2O$
b) cloreto de sódio $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
c) sulfato de cálcio $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$

3. Neutralizar a acidez implica fazer o ácido reagir com uma base.

4. E

5. Adicionando uma base.

6. Hidróxido de amônio.

7. $3HCl + Al(OH)_3 \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$

8. Sulfato de cálcio. O outro composto produzido é a água.
$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4 + 2H_2O$

9. B

10. C **11.** E

12. E **13.** A
14. D **15.** D
16. B **17.** E
18. A **19.** D
20. A

Capítulo 10

1. $Pb(NO_3)_2 + KCl \longrightarrow PbCl_2 + KNO_3$
O $PbCl_2$ é a substância que constitui o precipitado. O KNO_3 é um sal solúvel em água, e, se esse sal constituísse o precipitado, obrigatoriamente a segunda reação proposta deveria também ocorrer com formação de precipitado.

2. E
3. C
4. D
5. Efervescência, mudança de coloração e formação de precipitado.
6. C
7. E
8. A
9.A
10. B

Capítulo 11

1. 230 g.
2. $3,0 \times 10^{21}$ átomos de C.
3. Não há meia molécula. A frase, corretamente escrita, deve expressar: em 9,0 g de água há meio mol de moléculas de H_2O.
4. Na amostra de lítio, Li, há maior número de átomos, uma vez que sua massa atômica é menor.
5. a) 17 g/mol. b) 74 g/mol. c) 98 g/mol.
d) 16 g/mol. e) 98 g/mol.
6. $1,2 \times 10^{21}$ átomos de ferro.
7. 60 g.
8. 14 g.
9. $6,0 \times 10^{23}$ moléculas.
10. C
11. E
12. $5,7 \times 10^{-22}$ g.
13. $3,0 \times 10^{20}$ moléculas.
14. $1,2 \times 10^{24}$ moléculas.
15. 32,0 u.

16. 6,0 x 10^{23} átomos de N.

17. 1,2 x 10^{22} moléculas de sacarose, 0,24 mol de C e, 32 x 10^{23} átomos de O.

18. C

19. A

20. B

21. E

22. B

23. E

Capítulo 12

1. E

2. C

3. C

4. 27,8 lbf/pol^2.

5. 1 atm.

6. 583,3 mmHg. Porque a pressão interna é significativamente menor que a pressão externa.

7. B

8. C

9. B

10. A

11. A

12. B

13. A

14. D

15. A

16. E

17. C

18. B

19. E

20. B

21. E

22. E. Considere: hélio (He): M = 4 g/mol; hidrogênio (H_2): M = 2 g/mol; metano (CH_4): M = 16 g/mol.

Observe que as massas molares dos três gases são menores do que a massa molar média do ar, 29 g/mol. Isso significa que as três bexigas "subiriam" se não estivessem devidamente amarradas. A velocidade com que um gás atravessa uma membrana (velocidade de efusão)

é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molar. Portanto, quanto menor a massa molar do gás, maior será sua velocidade de efusão. Como as três bexigas são idênticas, isto é, contêm o mesmo volume de gás, concluímos que o tempo necessário para cada uma delas murchar depende exclusivamente da velocidade de efusão e, consequentemente, da massa molar do gás. Assim:

- a bexiga A contém metano (maior massa molar), pois é a que murcha mais lentamente;
- a bexiga C contém hidrogênio (menor massa molar), pois é a que murcha mais rapidamente;
- a bexiga B contém hélio.

23. E

24. B

25. C

Capítulo 13

1. B

2. C

3. E

4. D

5. B

6. C

7. D

8. B

9. x = 180 g; y = 109,5;
z = 175,5; t = 54 g.

10. 44 g.

11. Apenas 80% (200 g) do conteúdo do pacote deve ser de sal, pois o resíduo (a areia, insolúvel em água) pesou 50 g (que equivale aos 20% restantes). O lote de sal grosso possui teor de sal abaixo da especificação proposta e, portanto, se encontra adulterado.

Capítulo 14

1. B

2. C

3. E

4. B

5. D

6. 59 g.

7. A

8. A

9. D
10. E
11. 1,5 x 10^7 g.
12. 852 g.
13. 6 mols.

Capítulo 15

1. C
2. D
3. B
4. A
5. D
6. A
7. E
8. C
9. A
10. C
11. D
12. C
13. B
14. A
15. A
16. B
17. C
18. D
19. E
20. D
21. B
22. E
23. C
24. B
25. B

Capítulo 16

1. A
2. B
3. B
4. A
5. C
6. E
7. B
8. D
9. A
10. A
11. C
12. E
13. A
14. A

Capítulo 17

1. B
2. B
3. B
4.C
5. B
6. C
7. A
8. C
9. D
10. C
11. B
12. A
13. A
14. C
15. A
16. E
17. D
18. C

Capítulo 18

1. B **2.** C
3. B **4.** A
5. E **6.** C
7. E **8.** B
9. A **10.** A

Capítulo 19

1. C **2.** B
3. E **4.** A
5. E **6.** C
7. B **8.** C
9. D **10.** D
11. B **12.** A
13. D **14.** D
15. D

Capítulo 20

1. B **2.** E
3. B **4.** C
5. E **6.** D
7. A **8.** E
9. D **10.** B
11. D **12.** B
13. E **14.** A
15. A **16.** B
17. A **18.** D
19. C **20.** E
21. C **22.** C
23. D **24.** E
25. C **26.** D
27. B **28.** B
29. A

Capítulo 21

1. B **2.** C
3. D **4.** B
5. C **6.** B
7. A **8.** E
9. A **10.** C
11. A **12.** E

13. D
14. A
15. A
16. E
17. C
18. C
19. A
20. B
21. E
22. D
23. D
24. B
25. C

Capítulo 22

1. A
2. C
3. A
4. C
5. A

Capítulo 23

1. A
2. A
3. B
4. E
5. B
6. D
7. C
8. B
9. C
10. C
11. C
12. A
13. A
14. C
15. A
16. A
17. A
18. D
19. C
20. D

Capítulo 24

1. A
2. D
3. C
4. E
5. E
6. E
7. D
8. C
9. D
10. B
11. D
12. D
13. A
14. D
15. C
16. A

Capítulo 25

1. E
2. D
3. C
4. D
5. A
6. D
7. E
8. B
9. D
10. D
11. E
12. E

13. A
14. D
15. B
16. E
17. B
18. B
19. E
20. E
21. C
22. E
23. D
24. A
25. D
26. D
27. E
28. C

Capítulo 26

1. A
2. E
3. C
4. D
5. E
6. D
7. A
8. C
9. B
10. C
11. B
12. A
13.D
14. E
15.A
16. D
17.A
18. E
19.D
20.A
21.C
22. C
23.A
24. D
25.B
26. D
27.C

Capítulo 27

1. C
2. D
3. D
4. C
5. B
6. D
7. D
8. C

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química**:questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.
BRANCO, S. M. **Água**: origem, uso e preservação. 2. ed. São Paulo: Moderna, 2003.
CHASSOT, A. **A ciência através dos tempos**. 2. ed. São Paulo: Moderna, 2004.
KOTZ, J. C.; TREICHEL JR., P. M. **Química geral e reações químicas**. v. 1-2. 5. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2005.
PERUZZO, T. M.; CANTO, E. L. **Química na abordagem do cotidiano**. 3. ed. São Paulo: Moderna, 2007.
RUSSEL, J. B. **Química geral**. v. 1. 2. ed. São Paulo: Pearson/Makron Books, 2008.
USBERCO, J.; SALVADOR, E. **Química**. v. 1-3. 12. ed. São Paulo: Saraiva, 2009.
VANIN, J. A. **Alquimistas e químicos**: o passado o presente e o futuro. São Paulo: Moderna, 1996.

Sites relacionados:

QUÍMICA NOVA. Disponível em: <http://quimicanova.sbq.org.br/qn/QN_OnLine_Geral.htm>. Acesso em: 17 ago. 2011.
QUÍMICA NOVA NA ESCOLA. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/>. Acesso em: 17 ago. 2011.